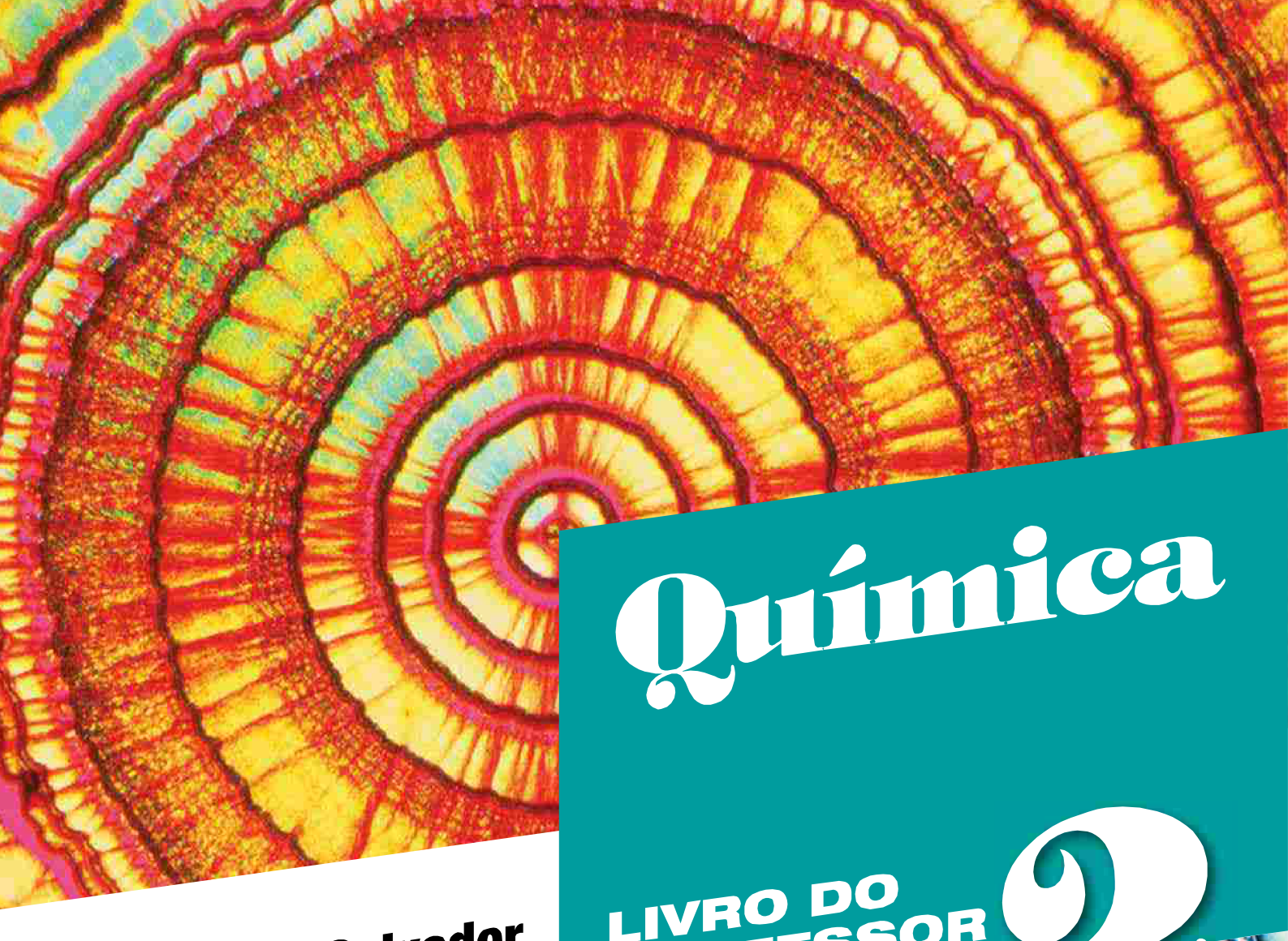


Química

LIVRO DO PROFESSOR 2

Usberco & Salvador

conecte LIDi

Editora Saraiva

Química

2

conecte LIDi

JOÃO USBERCO
Bacharel em Ciências Farmacêuticas pela USP
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo

EDGARD SALVADOR
Licenciado em Química pela USP
Professor de Química do Anglo Vestibulares (São Paulo, SP)

Editora Saraiva

Conecte Química – 2º ano (Ensino Médio)
© João Usberco, Edgard Salvador, 2014

Direitos desta edição:
Saraiva S.A. – Livreiros Editores, São Paulo, 2014
Todos os direitos reservados

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Usberco, João
Conecte química, 2 : química / João Usberco, Edgard Salvador. – 2. ed. – São Paulo : Saraiva, 2014.

ISBN 978-85-02-22262-5 (aluno)
ISBN 978-85-02-22264-9 (professor)

1. Química (Ensino médio) I. Salvador, Edgard. II. Título.

14-00908 CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático :
1. Química : Ensino médio 540.7

Gerente editorial	M. Esther Nejm
Editor responsável	Viviane de L. Carpegiani Tarraf
Editores	Maria Ângela de Camargo, Carlos Eduardo Bayer Simões Esteves, Erich Gonçalves da Silva, Margarete Aparecida Lima
Estagiário	Ligia Ciotti
Coordenador de revisão	Camila Christi Gazzani
Revisores	Eduardo Sigrist, Lilian Miyoko Kumai, Luciana Abud, Luciana Azevedo, Maura Loria, Raquel Alves Taveira, Sueli Bossi
Coordenador de iconografia	Cristina Akisino
Pesquisa iconográfica	Enio Lopes, Pietro Henrique Delallibera, Roberto Silva
Licenciamento de textos	Érica Brambila
Gerente de artes	Ricardo Borges
Coordenador de artes	Narjara Lara
Design	Homem de Melo & Troia Design / Carlos Magno
Foto de capa	David Malin/Science Faction/Getty Images, Spike Walker/The Image Bank/Getty Images
Edição de arte	Regiane de Paula Santana
Diagramação	Setup_Bureau, Walter Reinoso (Artes)
Assistente	Paula Regina Costa de Oliveira
Ilustrações	Paulo César Pereira, Conceitograf, Hélio Senatore, Luiz Fernando Rubio, Editoria de arte/Setup, Lettera Studio, Sérgio Furlani, Luis Moura, BIS, João Anselmo
Cartografia	Portal de mapas
Tratamento de imagens	Emerson de Lima
Produtor gráfico	Robson Cacau Alves
072.051.002.001 **Impressão e acabamento**	

Nos livros desta coleção são sugeridos vários experimentos. Foram selecionados experimentos seguros, que não oferecem riscos ao aluno. Ainda assim, recomendamos que professores, pais ou responsáveis acompanhem sua realização atentamente.

Editora Saraiva
SAC 0800-0117875
De 2ª a 6ª, das 8h30 às 19h30
www.editorasaraiva.com.br/contato

Rua Henrique Schaumann, 270 – Cerqueira César – São Paulo/SP – 05413-909

AO ESTUDANTE

A Química está presente em todas as atividades humanas. Ela não se resume às avançadas pesquisas de laboratório e à produção industrial. Na verdade, mesmo que não percebamos, ela é parte integrante do nosso cotidiano.

Quando preparamos os alimentos, por exemplo, estamos fazendo uso de conceitos e transformações químicas. Da mesma forma, ao lavarmos as mãos ou escovarmos os dentes, estamos colocando em prática reações e transformações que a Química explica.

Nesta segunda edição de *Conecte Química*, reformulada e atualizada, pretendemos levar a você, estudante, essa visão de que a Química não é uma área da ciência separada da "vida real". Ela está por trás de cada produto (e sua embalagem) que você vê exposto nas prateleiras dos supermercados, das farmácias, das padarias. São os estudos realizados por ela, em conjunto com diversas outras ciências, que permitem aos veículos automotivos circularem pelas cidades. São esses estudos, também, que têm tornado possível buscar soluções para os crescentes problemas ambientais do planeta e melhorar a qualidade de vida das populações.

Pretendemos que esta obra sirva para que você amplie seus horizontes, perceba a inter-relação da Química com outras ciências e com sua vida e, assim, obtenha uma compreensão mais construtiva e menos distanciada desse campo da ciência.

Esperamos que, ao fazer uso desta obra, você desenvolva uma posição cada vez mais crítica e participativa sobre os avanços tecnológicos, avaliando seus benefícios e também buscando esclarecer seu possível impacto negativo no ser humano e no ambiente.

Antes de começar os seus estudos, convidamos você a ler, nas páginas 4 e 5, a seção *Conheça seu Livro*, que explica como a obra está estruturada e ajudará no melhor aproveitamento do conteúdo deste livro, da coleção e das suas aulas.

Durante seus estudos, conte sempre com a ajuda do(a) professor(a). Ele(a) poderá orientar seu trabalho, esclarecer dúvidas, auxiliar pesquisas e, principalmente, trocar ideias sobre os temas em estudo e sobre suas implicações na vida de cada um de vocês.

Bom estudo!

Os autores

CONHEÇA SEU LIVRO

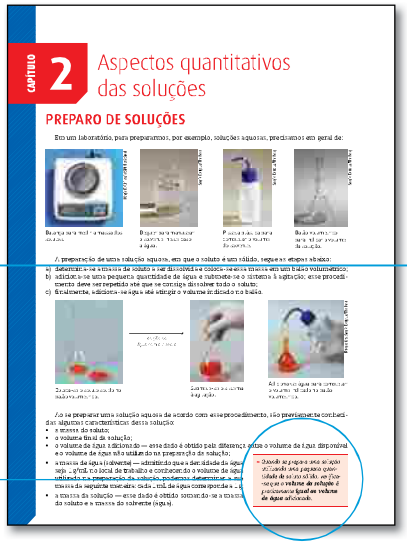
Os volumes da coleção estão organizados em **unidades** que reúnem capítulos com temas relativos a elas. A unidade se inicia sempre com um texto que explora algum aspecto interessante do que será estudado, uma ou mais imagens e uma seção chamada Ideias iniciais, que propõe a você algumas reflexões.

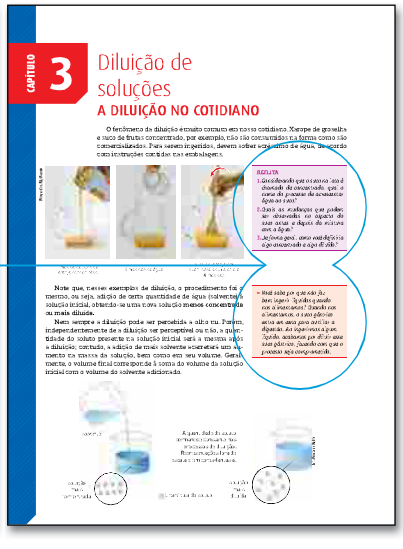
UNIDADE 1
Dissolução
Ideias iniciais

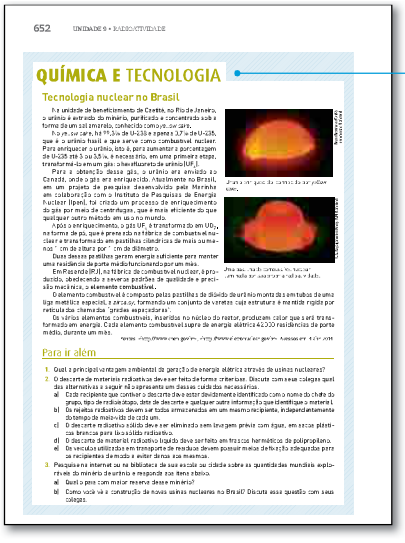
4 CAPÍTULO
Mistura de soluções
MISTURA DE SOLUÇÕES COM O MESMO SOLVENTE E O MESMO SOLUTO

Os **capítulos** agrupados dentro das unidades detalham os conceitos, os relacionam com aqueles previamente discutidos e preparam o fundamento para os que virão a ser trabalhados. As imagens complementam e enriquecem o texto. Seções variadas, em pequenos boxes laterais, mantêm uma constante conversa com você.

Pequenos **boxes laterais** conversam com você para complementar informações, propor pesquisas ou reflexões, fazer alertas, sugerir ampliações etc.

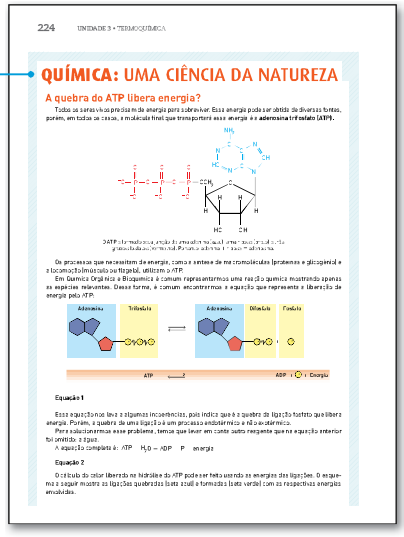

CAPÍTULO 2
Aspectos quantitativos das soluções
PREPARO DE SOLUÇÕES


CAPÍTULO 3
Diluição de soluções
A DILUIÇÃO NO COTIDIANO


652 UNIDADE 9 • RADIOATIVIDADE
QUÍMICA E TECNOLOGIA
Tecnologia nuclear no Brasil
Para ir além

Ao longo dos capítulos, abrem-se algumas seções importantes, com textos acompanhados de atividades. Uma delas é a seção **Química e...**, que explora a relação entre a Química e os mais variados campos de interesse, mostrando as aplicações expressivas dos fatos químicos em diversos eixos temáticos, como trabalho, saúde, tecnologia, meio ambiente, cotidiano, cidadania.

Usando temas variados, a Química dialoga de modo interdisciplinar com as demais Ciências da Natureza – a Biologia e a Física –, na seção **Química: uma ciência da natureza**. Com ela, você desenvolve um olhar mais completo sobre cada tema e percebe o quanto cada uma dessas ciências depende das outras.


224 UNIDADE 3 • TERMOQUÍMICA

QUÍMICA: UMA CIÊNCIA DA NATUREZA

A quebra do ATP libera energia?

Todos os seres vivos precisam de energia para sobreviver. Essa energia pode ser obtida de diversas fontes, porém, em todas as células, a molécula final que transportará essa energia é a **adenosina trifosfato (ATP)**.

ATP (trifosfato de adenosina), molécula de nucleotídeo formada pela ligação entre uma base nitrogenada (adenina), uma pentose (ribose) e três grupos fosfato.

Os processos que necessitam de energia, como a síntese de macromoléculas (proteínas e glicogênio) e a locomoção (músculo ou flagelo), utilizam o ATP.

Em Química Orgânica e Bioquímica é comum representarmos uma reação química mostrando apenas as espécies relevantes. Dessa forma, é comum encontrarmos a equação que representa a liberação de energia pelo ATP:

Equação 1

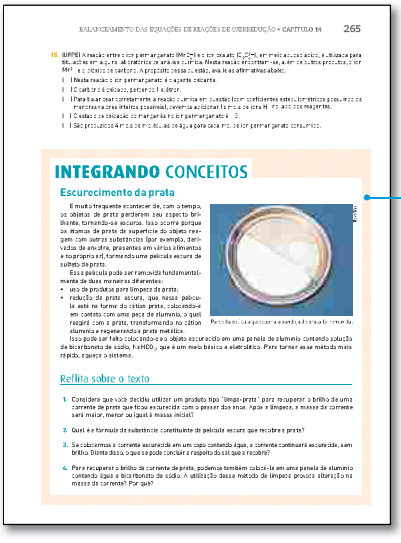
Essa equação nos leva a algumas incoerências, pois indica que é a quebra de ligação fosfato que libera energia. Porém, a quebra de uma ligação é um processo endotérmico e não exotérmico.

Para solucionarmos esse problema, temos que levar em conta outro reagente que na equação anterior foi omitido: a água.

A equação completa é: ATP + H_2O → ADP + P + energia

Equação 2

O cálculo do calor liberado na hidrólise do ATP pode ser feito usando as energias das ligações. O esquema a seguir mostra as ligações quebradas (cor azul) e formadas (cor verde) com as respectivas energias envolvidas.


BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES DE REAÇÕES DE OXIDORREDUÇÃO • CAPÍTULO 14 265

15. (UFPR) A reação entre cloro gasoso e iodeto de potássio em solução aquosa, à temperatura ambiente, produz cloreto de potássio e iodo sólido. Nessa reação, representada abaixo, o cloro gasoso é utilizado para oxidar o iodeto de potássio. A propósito dessa reação, está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):

I. Nessa reação o cloro gasoso é o agente oxidante.
II. O cloro gasoso é oxidado, perdendo 2 elétrons.
III. Para balancear corretamente a reação acima em solução aquosa básica, com coeficientes estequiométricos mínimos e inteiros, é necessário colocar 2 moléculas de água do lado dos reagentes.
IV. O estado de oxidação do iodo no produto é 0.
V. São produzidos 4 mols de cloreto de potássio para cada mol de cloro gasoso consumido.

INTEGRANDO CONCEITOS

Escurecimento da prata

É muito frequente acontecer de, com o tempo, os objetos de prata perderem seu aspecto brilhante, tornando-se escuros. Isso ocorre porque os átomos de prata de superfície do objeto reagem com outras substâncias (por exemplo, derivados de enxofre, presentes em vários alimentos e na poluição em), formando uma película escura de sulfeto de prata.

Essa película pode ser removida fundamentalmente de duas maneiras diferentes:

- uso de produtos para limpeza de prata;
- redução da prata escura, que nessa película está na forma do cátion prata, colocando-a em contato com uma peça de alumínio, o qual reagirá com a prata, transformando-no cátion alumínio e regenerando a prata metálica.

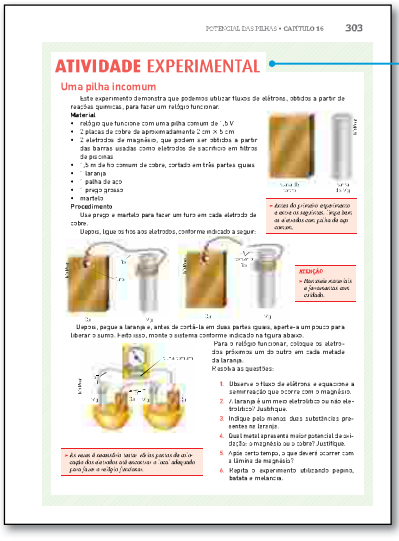
Isso pode ser feito colocando-se o objeto escurecido em uma panela de alumínio contendo solução de bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, que é um meio básico e eletrolítico. Para tornar esse método mais rápido, aqueça o sistema.

Reflita sobre o texto

1. Considere que você decida utilizar um produto tipo "limpa-prata" para recuperar o brilho de uma corrente de prata que ficou escurecida com o passar dos anos. Após a limpeza, a massa da corrente será maior, menor ou igual à massa inicial?
2. Qual é a fórmula da substância constituinte da película escura que recobre a prata?
3. Se colocarmos a corrente escurecida em um copo contendo água, a corrente continuará escurecida, sem brilho. Dentre isso, o que se pode concluir a respeito do que recobre?
4. Para recuperar o brilho da corrente de prata, podemos também colocá-la em uma panela de alumínio contendo água e bicarbonato de sódio. A utilização desse método de limpeza provoca alteração na massa da corrente? Por quê?

Visando manter a coesão entre os conceitos estudados em diferentes momentos, essa seção procura **integrar as ideias** do capítulo e da unidade, agrupando e relacionando ideias, construindo uma rede que permitirá agregar novos saberes e estabelecer pontes com aqueles preexistentes.

Na seção **Atividade experimental**, por meio de procedimentos simples, você e seus colegas realizam experimentos e observações que tornam mais concretos alguns aspectos da Química.


POTENCIAL DAS PILHAS • CAPÍTULO 16 303

ATIVIDADE EXPERIMENTAL

Uma pilha incomum

Este experimento demonstra que podemos utilizar fluxos de elétrons, obtidos a partir de reações químicas, para fazer um relógio funcionar.

Material

- relógio que funciona com uma pilha comum de 1,5 V
- 2 placas de cobre de aproximadamente 2 cm × 5 cm
- 2 eletrodos de magnésio, que podem ser obtidos a partir das barras usadas como eletrodos de sacrifício em hélices de piscinas
- 1 fio de fio comum de cobre, cortado em três partes iguais
- 1 laranja
- palha de aço
- 1 prego grosso
- 1 martelo

Procedimento

Use o prego e o martelo para fazer um furo em cada eletrodo de cobre.

Depois, ligue os fios aos eletrodos, conforme indicado a seguir.

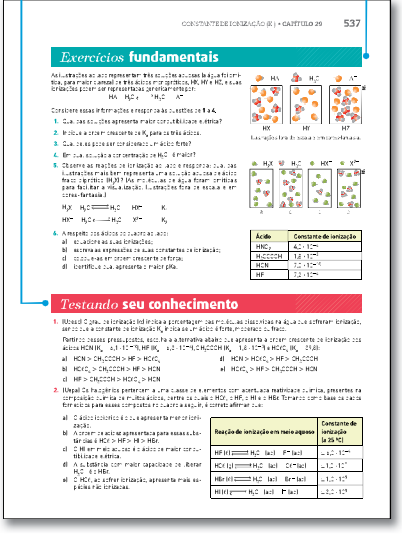
Depois, pegue a laranja e, antes de cortá-la em duas partes iguais, aperte-a um pouco para liberar o suco. Feito isso, monte o sistema conforme indicado na figura abaixo.

Para o relógio funcionar, coloque os eletrodos próximos um do outro em cada metade da laranja.

Responda às questões:

1. Observe o fluxo de elétrons e equacione a semirreação que ocorre com o magnésio.
2. A laranja é um meio eletrolítico ou não eletrolítico? Justifique.
3. Indique pelo menos duas substâncias presentes na laranja.
4. Qual metal apresenta maior potencial de oxidação: o magnésio ou o cobre? Justifique.
5. Após certo tempo, o que deve ocorrer com a lâmina de magnésio?
6. Repita o experimento utilizando pepino, batata e melancia.

Para pôr em prática e consolidar seu aprendizado, você tem, ao longo dos capítulos, as seções de **Exercícios fundamentais**, **Testando seu conhecimento** e **Aprofundando seu conhecimento**.


CONSTANTE DE IONIZAÇÃO (K) • CAPÍTULO 29 537

Exercícios **fundamentais**

As ilustrações ao lado representam três ácidos, cujas fórmulas estão fora de ordem, para melhor camuflá-los. Esses ácidos são genéricos, HX, HY e HZ, e suas ionizações podem ser representadas genericamente:

HA $\rightleftharpoons$ H^+ + A^-

Considere essas informações e responda às questões de 1 a 4.

1. Qual das três ilustrações apresenta maior constante de ionização?
2. Indique a ordem crescente de K_a para os três ácidos.
3. Qual das três ilustrações corresponde ao ácido forte?
4. Em cada ilustração, a concentração de H_3O^+ é maior?
5. Observe as reações de ionização de ácido e responda: Quais das substâncias mais representativas, ácidos ou bases, são as mais fracas? Justifique. (Dado: H_2O é uma base mais forte que NH_3.)

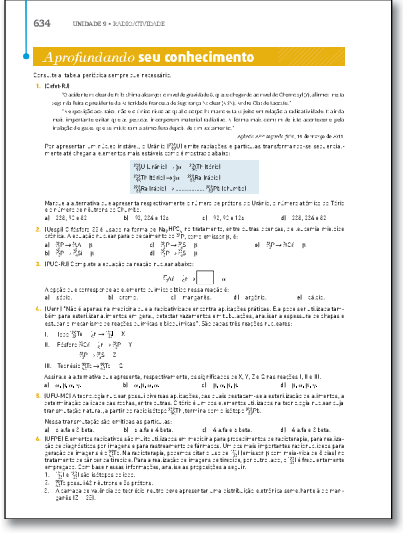
6. A respeito dos ácidos citados, assinale:
   a) o ácido mais ionizado;
   b) as três expressões de suas constantes de ionização;
   c) o ácido que apresenta maior pK_a;
   d) o ácido que apresenta maior pK_a.

Ácido	Constante de ionização
HNO_2	$4,5 \cdot 10^{-4}$
H_3CCOOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$
HF	$7,2 \cdot 10^{-4}$

Testando **seu conhecimento**

1. (Mosaico) O pH, ou potencial hidrogeniônico, corresponde ao cologaritmo da concentração de íons H^+ em uma solução aquosa. Assim, quanto menor o pH, maior a concentração de H^+ e, consequentemente, mais ácida é a solução. Sabendo disso, assinale a alternativa que apresenta corretamente a ordem crescente de acidez das soluções aquosas de mesma concentração em mol/L dos ácidos HCN ($K_a = 6,2 \cdot 10^{-10}$), HF ($K_a = 6,8 \cdot 10^{-4}$), H_3CCOOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e HClO ($K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$).
   a) HCN > CH_3COOH > HF > HClO
   b) HClO > CH_3COOH > HF > HCN
   c) HClO > HF > CH_3COOH > HCN
   d) HCN > HClO > HF > CH_3COOH
   e) HF > CH_3COOH > HClO > HCN
2. (Mapofei) Os ácidos pertencem a uma classe de elementos com acentuada reatividade química, presentes na composição química de muitos ácidos, dentre os quais o HCl, o HF, o HNO$_3$ e o H_2SO_4. Tomando como base os ácidos fortes citados para esses compostos no texto acima, é correto afirmar que:
   a) o ácido fosfórico é ácido e apresenta três ionizáveis.
   b) o ácido nítrico apresenta para essa ionização a constante de 43 (K).
   c) o HF em meio aquoso é o ácido de maior constante de ionização e elétrica.
   d) a substância com maior capacidade de liberar H_3O^+ é o HBr.
   e) o HCl, ao sofrer ionização, apresenta mais espécies não ionizadas.

Reação de ionização em meio aquoso	Constante de ionização (a 25 °C)
HF(l) $\rightleftharpoons$ H_2O (aq) $\rightleftharpoons$ F^-(aq) + H_3O^+(aq)	$6,3 \cdot 10^{-4}$
HCl (g) $\rightleftharpoons$ H_2O (aq) $\rightleftharpoons$ Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)	$1,0 \cdot 10^{7}$
HBr(l) $\rightleftharpoons$ H_2O (aq) $\rightleftharpoons$ Br^-(aq) + H_3O^+(aq)	$1,0 \cdot 10^{9}$
HI(l) $\rightleftharpoons$ H_2O (aq) $\rightleftharpoons$ I^-(aq) + H_3O^+(aq)	$1,0 \cdot 10^{9}$


634 UNIDADE 9 • RADIOATIVIDADE

Aprofundando **seu conhecimento**

Consulte a tabela periódica sempre que necessário.

1. (Cefet-RJ)

"Cientistas descobrem [...] química alcançou o mundo da geociência, ao se chegar ao consenso de Chemical Society, alterou muito o que se sabia sobre a formação da Terra. [...] Uma das descobertas: "Investigações sobre rochas antigas revelaram que o ferro começou a ser depositado em grandes quantidades há cerca de 3,8 bilhões de anos, quando a concentração de oxigênio na atmosfera começou a aumentar. Esse ferro, que se encontra principalmente na forma de óxidos, é importante material industrial, e forma rochas comuns de fácil acesso e pode ser usado de forma econômica. Apenas uma pequena fração do ferro depositado [...] é encontrada hoje em dia na superfície."

Adaptado de: www.agencia.fapesp.br, 19/06/2008 (com adaptações).

Para representar um processo redox, como o descrito acima, em que reagentes e produtos são transformados em seus respectivos íons, é correto afirmar que a semirreação mais adequada para o processo de oxidação é:

a) $Fe^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Fe^0(s)$
b) $Fe^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + e^-$
c) $Fe^{3+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + e^-$
d) $Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe^0(s)$
e) $Fe^0(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$

2. (Unesp) O fluoreto de sódio, NaF, é usado na forma de Na_2MFO_3, no tratamento contra cáries dentárias, e a ação preventiva contra cáries é atribuída à presença do íon F^-, como um dos íons.

Dados: Número atômico: O = 8; F = 9; Na = 11; Mg = 12; Al = 13; Si = 14; P = 15; S = 16; Cl = 17; K = 19; Ca = 20; Ga = 31; Ge = 32; As = 33; Se = 34; Br = 35; Rb = 37; Sr = 38; In = 49; Sn = 50; Sb = 51; Te = 52; I = 53; Cs = 55; Ba = 56; Tl = 81; Pb = 82; Bi = 83.

a) 288, 10 e 82
b) 10, 288 e 10
c) 10, 10 e 10
d) 288, 288 e 82

3. (Unicamp) O fluoreto de sódio, NaF, é usado na forma de Na_2MFO_3, no tratamento contra cáries dentárias, e a ação preventiva contra cáries é atribuída à presença do íon F^-, como um dos íons.

A opção que corresponde à equação corretamente balanceada é:

a) $F_2(g) \rightarrow 2F^-(g) + e^-$
b) $F_2(g) \rightarrow F^+(g) + F^-(g)$
c) $F_2(g) \rightarrow 2F^+(g) + 2e^-$
d) $F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(g)$
e) $F_2(g) + e^- \rightarrow F^-(g)$

4. (Uerj) "Não é apenas na medicina que as radioatividade e os corantes têm aplicações práticas. Eles podem ser utilizados também para substituir alimentos em geral, detectar materiais em fluxo, analisar a espessura de chapas e estudar mecanismos de reações químicas e biológicas". São dadas três reações nucleares:

I. $^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{141}_{56}Ba + ^{92}_{36}Kr + Y$
II. $^{14}_{6}C \rightarrow ^{14}_{7}N + Y$
III. Tecnécio $^{99}_{43}Tc \rightarrow ^{99}_{44}Ru + Z$

Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, as partículas X, Y, Z das reações I, II e III.

a) $_{0}^{1}n$, $_{-1}^{0}e$, $_{0}^{0}\gamma$
b) $_{0}^{1}n$, $_{0}^{0}\gamma$, $_{-1}^{0}e$
c) $_{0}^{0}\gamma$, $_{0}^{1}n$, $_{-1}^{0}e$
d) $_{0}^{0}\gamma$, $_{-1}^{0}e$, $_{0}^{1}n$
e) $_{-1}^{0}e$, $_{0}^{1}n$, $_{0}^{0}\gamma$

5. (UFSC) Alcaptonúria é uma doença genética rara, descrita pela primeira vez no início do século XX, que se caracteriza por urina escura quando exposta ao ar. Um dos sintomas dessa doença é a pigmentação escura de cartilagens, como as das orelhas e do nariz. Uma das enzimas responsáveis pelo metabolismo da fenilalanina e da tirosina é a homogentisato 1,2-dioxigenase, que catalisa a oxidação do ácido homogentísico, conforme a equação química não balanceada a seguir.

Nessa transformação, são gerados, ao final, 4 elétrons e 2 prótons.

a) 4 e 2
b) 2 e 4
c) 4 e 4
d) 4 e 6
e) 6 e 4

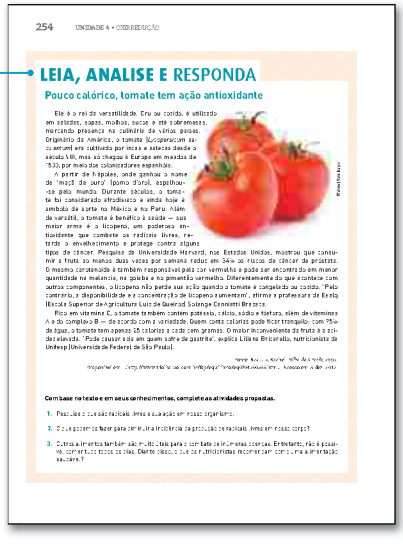
6. (UFPR) Elementos radioativos, como o urânio, são encontrados em rochas e na natureza, para nas quais são disponibilizados por imagens e para matrimônio de ferraria. Um dos mais importantes radioativos desse período é o $^{238}_{92}U$. Na radioterapia, podemos obter o $^{238}_{92}U$ formado por meio de 8 decaimentos α e 6 β^- até o $^{206}_{82}Pb$, estável. Com base nessas informações, analise as proposições a seguir.

I. $^{238}_{92}U$ e $^{206}_{82}Pb$ são isótopos entre si.
II. $^{238}_{92}U$ possui 146 nêutrons e 92 prótons.
III. A partícula α é formada por 2 nêutrons e 2 prótons.

Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

a) Somente a I.
b) Somente a II.
c) Somente a III.
d) Somente a I e a II.
e) Somente a I e a III.

A seção **Leia, analise e responda** é outro momento do livro que explora a interdisciplinaridade: textos sucintos e que enfatizam o caráter interdisciplinar da disciplina.


254 UNIDADE 4 • OXIDORREDUÇÃO

LEIA, ANALISE E RESPONDA

Pouco calórico, tomate tem ação antioxidante

Ele é o rei da versatilidade. Cru ou cozido, é utilizado em saladas, sopas, molhos, sucos e até sobremesas, merecendo presença na culinária de vários países. Originário da América, o tomate (*Lycopersicum esculentum*) era cultivado por incas e astecas desde o século VIII, mas só chegou à Europa em meados de 1500, por meio dos colonizadores espanhóis.

A partir de 1900, onde ganhou o nome de "maçã do amor" (pomo d'oro), espalhou-se pelo mundo. Durante décadas, o tomate foi considerado afrodisíaco e ainda hoje é símbolo da sorte no México e no Peru. Além de versátil, o tomate é benéfico à saúde – sua maior arma é o licopeno, um poderoso antioxidante que combate os radicais livres, retarda o envelhecimento e protege contra alguns tipos de câncer. Pesquisa da Universidade Harvard, nos Estados Unidos, mostrou que consumir o fruto ao menos duas vezes por semana reduz em 34% as chances de câncer de próstata. O mesmo carotenoide é também responsável pela cor vermelha e pode ser encontrado em menor quantidade na melancia, na goiaba e no pimentão vermelho. Diferentemente do que acontece com outros componentes, o licopeno não perde sua ação quando o tomate é cozido ou cozido. "Pelo contrário, a disponibilidade e a concentração de licopeno aumentam", afirma a professora da Esalq (Escola Superior de Agricultura Luiz de Queiroz) Solange Cavalcanti Bruno.

Rico em vitamina C, o tomate também contém potássio, cálcio, sódio e fósforo, além de vitaminas A e do complexo B – de acordo com a variedade. Quem come colorau pode ficar tranquilo: com 15 kcal de água, o tomate tem apenas 26 calorias a cada cem gramas. O maior inconveniente do fruto é a acidez elevada. "Pode causar azia em quem sofre de gastrite", explica Liliane Bricarello, nutricionista da Unifesp (Universidade Federal de São Paulo).

Com base no texto e em seus conhecimentos, complete as atividades propostas.

1. Descubra o que são radicais livres e a ação em nosso organismo.
2. O que podemos fazer para diminuir a incidência de agressão de radicais livres em nosso corpo?
3. Outros alimentos também são ricos em licopeno para o corpo além dos mencionados no texto? Se possível, com exemplos de cada. Depois disso, o que suas descobertas recomendam com uma alimentação saudável?

SUMÁRIO GERAL

PRIMEIRA PARTE

UNIDADE 1 Dissolução 9

CAPÍTULO 1 Soluções 10
CAPÍTULO 2 Aspectos quantitativos das soluções 30
CAPÍTULO 3 Diluição de soluções 60
CAPÍTULO 4 Mistura de soluções 69

UNIDADE 2 Propriedades coligativas 97

CAPÍTULO 5 Algumas propriedades físicas das substâncias 98
CAPÍTULO 6 Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia 119
CAPÍTULO 7 Osmose e pressão osmótica 145

UNIDADE 3 Termoquímica 163

CAPÍTULO 8 Poder calórico dos alimentos 164
CAPÍTULO 9 Termoquímica 175
CAPÍTULO 10 Equações termoquímicas 187
CAPÍTULO 11 Lei de Hess 214

UNIDADE 4 Oxirredução 233

CAPÍTULO 12 Oxirredução 234
CAPÍTULO 13 Reações de oxirredução 245
CAPÍTULO 14 Balanceamento das equações de reações de oxirredução 255

UNIDADE 5 Eletroquímica 274

CAPÍTULO 15 Pilhas 275
CAPÍTULO 16 Potencial das pilhas 286
CAPÍTULO 17 Espontaneidade de uma reação 304

RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS DA PRIMEIRA PARTE 314

SEGUNDA PARTE

UNIDADE 5 Eletroquímica

CAPÍTULO 18 Corrosão e proteção de metais 339
CAPÍTULO 19 Pilhas comerciais e baterias 351
CAPÍTULO 20 Eletrólise 366
CAPÍTULO 21 Aspectos quantitativos da eletrólise 379
CAPÍTULO 22 Oxirredução na obtenção de substâncias simples 394

UNIDADE 6 Cinética química 409

CAPÍTULO 23 Estudo da velocidade das reações 410
CAPÍTULO 24 Condições para a ocorrência de reações 425
CAPÍTULO 25 Fatores que influem na rapidez das reações 434
CAPÍTULO 26 Lei da velocidade 456

UNIDADE 7 Equilíbrios químicos 475

CAPÍTULO 27 Processos reversíveis 476
CAPÍTULO 28 Deslocamento de equilíbrio 504

UNIDADE 8 Equilíbrio iônico 530

CAPÍTULO 29 Constante de ionização (K_i) 531
CAPÍTULO 30 Produto iônico da água e pH 550
CAPÍTULO 31 Hidrólise salina 577
CAPÍTULO 32 Constante do produto de solubilidade (K_s) 602

UNIDADE 9 Radioatividade 618

CAPÍTULO 33 Estudo das radiações 619
CAPÍTULO 34 Cinética das desintegrações radioativas 637
CAPÍTULO 35 Algumas aplicações da radioatividade 645

RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS DA SEGUNDA PARTE 665

BIBLIOGRAFIA 686

SUMÁRIO DA PRIMEIRA PARTE

UNIDADE 1 Dissolução 9

CAPÍTULO 1 Soluções 10

INTRODUÇÃO 10
QUÍMICA E CORPO HUMANO – ÁGUA NO CORPO 10
TIPOS DE SOLUÇÃO 12
SOLUÇÃO SÓLIDA 12
SOLUÇÃO GASOSA 12
SOLUÇÃO LÍQUIDA 12
QUÍMICA E MEIO AMBIENTE – SOLUBILIDADE DO GÁS OXIGÊNIO NA ÁGUA 15
SOLUBILIDADE E CURVAS DE SOLUBILIDADE 16
LEIA, ANALISE E RESPONDA – MAR MORTO 29

CAPÍTULO 2 Aspectos quantitativos das soluções 30

PREPARO DE SOLUÇÕES 30
RELAÇÕES ENTRE AS QUANTIDADES DE SOLUTO, DE SOLVENTE E DE SOLUÇÃO 31
QUÍMICA E SAÚDE – CONCENTRAÇÃO DE GLICOSE E DIABETES 32
DENSIDADE DA SOLUÇÃO 34
TÍTULO (τ), PORCENTAGEM EM MASSA 35
PARTES POR MILHÃO (PPM) E PARTES POR BILHÃO (PPB) 36
QUÍMICA E MEIO AMBIENTE – ESTABELECENDO PADRÕES AMBIENTAIS 36
TÍTULO EM VOLUME E PORCENTAGEM EM VOLUME 37
CONCENTRAÇÃO EM QUANTIDADE DE MATÉRIA/L OU CONCENTRAÇÃO EM MOL/L 39
RELAÇÕES ENTRE CONCENTRAÇÃO COMUM, TÍTULO, DENSIDADE E CONCENTRAÇÃO MOLAR 43
QUÍMICA E SAÚDE – ÁGUA OXIGENADA: UMA SOLUÇÃO AQUOSA 46
FRAÇÃO EM QUANTIDADE DE MATÉRIA OU FRAÇÃO MOLAR (x) 47
MOLALIDADE (W) 48

CAPÍTULO 3 Diluição de soluções 60

A DILUIÇÃO NO COTIDIANO 60
A DILUIÇÃO EM LABORATÓRIO 61

CAPÍTULO 4 Mistura de soluções 69

MISTURA DE SOLUÇÕES COM O MESMO SOLVENTE E O MESMO SOLUTO 69
MISTURA DE SOLUÇÕES COM O MESMO SOLVENTE E SOLUTOS DIFERENTES 71
SEM OCORRÊNCIA DE REAÇÃO QUÍMICA 71
COM OCORRÊNCIA DE REAÇÃO QUÍMICA 76
TITULAÇÃO 78
QUÍMICA E INDÚSTRIA – A TITULAÇÃO APLICADA À SAÚDE 88
SOLUÇÕES, SUSPENSÕES E COLOIDES 89
SUSPENSÕES 89
COLOIDES OU SUSPENSÕES COLOIDAIS 90
QUÍMICA E BIOLOGIA – COLOIDES E SOLUÇÕES NO CORPO HUMANO 94
ATIVIDADES EXPERIMENTAIS – I. PREPARANDO COLOIDES. II. EFEITO TYNDALL 94

UNIDADE 2 Propriedades coligativas 97

CAPÍTULO 5 Algumas propriedades físicas das substâncias 98

DIAGRAMA DE FASES DE UMA SUBSTÂNCIA 98
PONTO CRÍTICO 99
PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR 104
INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA NA PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR 105
A PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR E A TEMPERATURA DE EBULIÇÃO 107
QUÍMICA E ALIMENTAÇÃO – COZINHANDO ALIMENTOS 108
QUÍMICA E MEIO AMBIENTE – O VAPOR-D'ÁGUA NA ATMOSFERA 117

CAPÍTULO 6 Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia 119

TONOSCOPIA OU TONOMETRIA 119
CARACTERÍSTICAS DO SOLUTO E O NÚMERO DE PARTÍCULAS NA SOLUÇÃO 120
RELAÇÃO ENTRE PRESSÃO DE VAPOR E NÚMERO DE PARTÍCULAS DO SOLUTO NA SOLUÇÃO 121
EBULIOSCOPIA E CRIOSCOPIA 128
QUÍMICA E VIDA – RÃ DOS BOSQUES 131
COMPLEMENTO – ASPECTOS QUANTITATIVOS DAS PROPRIEDADES COLIGATIVAS 139
ATIVIDADES EXPERIMENTAIS – I. ESTUDANDO A TEMPERATURA DE CONGELAMENTO – II. ESTUDANDO A TEMPERATURA DE EBULIÇÃO 143

CAPÍTULO 7 Osmose e pressão osmótica 145

PRESSÃO OSMÓTICA 146
OSMOSE REVERSA OU CONTRAOSMOSE 148
QUÍMICA E VIDA – ÁGUA POTÁVEL A PARTIR DA ÁGUA DO MAR 149
QUÍMICA E MEDICINA – HEMODIÁLISE 161
INTEGRANDO CONCEITOS – CASCA DO OVO 162

UNIDADE 3 Termoquímica 163

CAPÍTULO 8 Poder calórico dos alimentos 164

QUÍMICA E SAÚDE – É PRECISO REPOR A ENERGIA GASTA 165
COMO MEDIR A QUANTIDADE DE CALORIAS 166
QUÍMICA E SAÚDE – OBESIDADE 172
INTEGRANDO CONCEITOS – CONTEÚDO ENERGÉTICO DOS MACRONUTRIENTES 173

CAPÍTULO 9 Termoquímica 175

PROCESSOS EXOTÉRMICO E ENDOTÉRMICO 175
RELAÇÃO ENTRE QUANTIDADES DE MATÉRIA E DE CALOR 176
ENTALPIA 180
VARIAÇÃO DE ENTALPIA (ΔH) EM REAÇÕES ENDOTÉRMICAS 180
VARIAÇÃO DE ENTALPIA (ΔH) EM REAÇÕES EXOTÉRMICAS 181
ΔH NAS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO 182

CAPÍTULO 10 Equações termoquímicas 187

ENTALPIA PADRÃO 187
ENTALPIA DE ALGUMAS SUBSTÂNCIAS NO ESTADO PADRÃO 187
EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA 188
CALOR OU ENTALPIA DAS REAÇÕES QUÍMICAS 189
ENTALPIA DE FORMAÇÃO 189
ENTALPIA DE COMBUSTÃO 192
ENERGIA DE LIGAÇÃO 203
QUÍMICA E MEIO AMBIENTE – AMAZÔNIA: O "PULMÃO DO MUNDO"? 213

CAPÍTULO 11 Lei de Hess 214

LEIA, ANALISE E RESPONDA – PAÍS DESPERDIÇA BIOGÁS 223
QUÍMICA: UMA CIÊNCIA DA NATUREZA – A QUEBRA DO ATP LIBERA ENERGIA? 224
COMPLEMENTO – ΔH DE NEUTRALIZAÇÃO E SOLUÇÃO, ENTROPIA, ENERGIA LIVRE 227

UNIDADE 4 Oxirredução 233

CAPÍTULO 12 Oxirredução 234

NÚMERO DE OXIDAÇÃO 236
REGRAS PARA A DETERMINAÇÃO DO Nox 237

CAPÍTULO 13 Reações de oxirredução 245

AGENTE REDUTOR E AGENTE OXIDANTE 246
AGENTE REDUTOR 246
AGENTE OXIDANTE 247
RECONHECIMENTO DE UMA REAÇÃO DE OXIRREDUÇÃO 248
LEIA, ANALISE E RESPONDA – POUCO CALÓRICO, TOMATE TEM AÇÃO ANTIOXIDANTE 254

CAPÍTULO 14 Balanceamento das equações de reações de oxirredução 255

QUÍMICA E APARÊNCIA – DESCOLORINDO O CABELO 258
INTEGRANDO CONCEITOS – ESCURECIMENTO DA PRATA 265
QUÍMICA: UMA CIÊNCIA DA NATUREZA – RESPIRAÇÃO É "TUDO IGUAL"? 266
COMPLEMENTO – CASOS PARTICULARES DE OXIRREDUÇÃO 268

UNIDADE 5 Eletroquímica 274

CAPÍTULO 15 Pilhas 275

PILHAS E BATERIAS 275
MONTAGEM DE UMA PILHA 276
QUÍMICA E ELETRICIDADE – AS PRIMEIRAS PILHAS 284

CAPÍTULO 16 Potencial das pilhas 286

POTENCIAL DE REDUÇÃO E OXIDAÇÃO 286
POTENCIAL DE UMA PILHA 286
PILHA DE ZINCO E HIDROGÊNIO 287
PILHA DE COBRE E HIDROGÊNIO 288
FORÇA DE OXIDANTES E REDUTORES 290
CÁLCULO DA VOLTAGEM (ΔE^0) DAS PILHAS 290
ATIVIDADE EXPERIMENTAL – UMA PILHA INCOMUM 303

CAPÍTULO 17 Espontaneidade de uma reação 304

RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS DA PRIMEIRA PARTE 314

UNIDADE 1

Dissolução

Ao estudar as plantas nas aulas de Ciências e de Biologia, você aprendeu que as plantas absorvem gás carbônico por meio da fotossíntese. Os demais nutrientes presentes no solo (água, sais minerais) são absorvidos pelas raízes. Mesmo quando as raízes não são fixas no solo e estão imersas em água ou presas a um substrato não nutritivo, como areia, ainda assim é possível fazer a nutrição dos vegetais: basta que eles tenham contato com líquidos que disponham dos nutrientes necessários às plantas. Essa opção deu origem a um novo modelo de cultivo: a hidroponia.

Há várias técnicas possíveis, mas a base do cultivo hidropônico é uma solução aquosa de todos os sais minerais necessários, correndo sob as mudas ou gotejando próximo às suas raízes, fixas em calhas ou presas a um substrato. As mudas podem germinar em criadouros e ser removidas para as calhas tão logo adquiram um tamanho mínimo.

Há também várias receitas para a solução hidropônica balanceada, rica em macro e micronutrientes de acordo com as necessidades da cultura, bastando variar a concentração de cada componente.

A técnica não é nova — os jardins suspensos da Babilônia eram irrigados segundo técnicas que lembram a hidroponia moderna —, mas vem ganhando espaço como modelo de negócio com muitas vantagens. Pode-se cultivar uma mesma quantidade de vegetais em menor área, o manejo (germinação, irrigação, controle de pH) é mais simples e menos trabalhoso e pode-se fazer o controle de pragas de maneira muito mais eficiente.

Além disso, é possível criar flores, frutas, legumes e verduras em estufas (ambientes fechados sob condições rigorosamente controladas) em qualquer época do ano. E os preços tendem a ser, com o tempo, tão competitivos quanto os dos vegetais produzidos no solo, pelo método de plantio tradicional.

Paul S. Howell/Liaison/Getty Images

A hidroponia está se desenvolvendo rapidamente como meio de produção vegetal, principalmente de hortaliças sob cultivo protegido. O termo deriva de duas palavras de origem grega: *hídro*, que significa água, e *ponia*, que significa trabalho.

Ideias iniciais

- A hidroponia, como o texto ressalta, não é uma técnica nova. Entretanto, trata-se de uma alternativa para nossa época que apresenta uma série de aspectos positivos. Que aspectos são esses? Você concorda com essa avaliação? Justifique.
- O texto apresenta alguns conceitos que você já conheceu no 1º ano do Ensino Médio: solução, solução aquosa, concentração, pH, entre outros. Que tal, antes de dar início ao estudo do Capítulo 1, você e seus colegas conversarem sobre o que lembram a respeito disso?

CAPÍTULO 1

Soluções

INTRODUÇÃO

Na natureza raramente encontramos substâncias puras. O mundo que nos cerca é constituído por sistemas formados por mais de uma substância: as **misturas**.

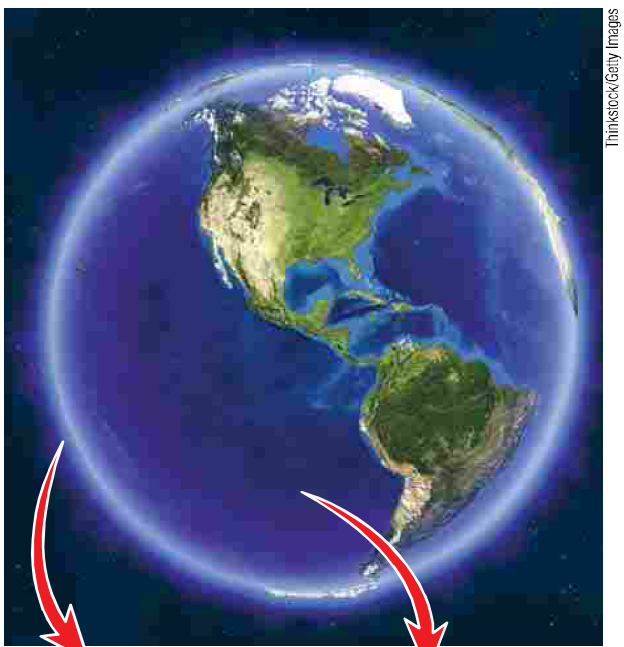
As misturas homogêneas são denominadas **soluções**.

> **Soluções:** misturas de duas ou mais substâncias que apresentam aspecto uniforme.

Pelo exemplo da fotografia, podemos perceber que as soluções são sistemas homogêneos formados por uma ou mais substâncias dissolvidas (**solutos**) em outra substância, presente em maior proporção na mistura (**solvente**).

Nos laboratórios, nas indústrias e em nosso dia a dia, as soluções de sólidos em líquidos são as mais comuns. Um exemplo muito conhecido é o soro fisiológico (água + NaCℓ).

Nesses tipos de solução, a água é o solvente mais utilizado, sendo conhecida por **solvente universal**. Essas soluções são denominadas **soluções aquosas**.



Thinkstock/Getty Images

O ar que envolve a Terra é uma solução formada, principalmente, pelos gases N_2 e O_2.

A água dos oceanos é uma solução líquida na qual encontramos vários sais dissolvidos, como o NaCℓ, o $MgC\ell_2$ e o $MgSO_4$, além de vários gases, como o oxigênio (O_2).

QUÍMICA E CORPO HUMANO

Água no corpo

Em média, em um adulto, a água corresponde a 60% de sua massa corpórea e, em crianças, a 75%.

Por ser um excelente solvente, a água é essencial à vida. No interior das células, ela constitui um meio perfeito, que permite a mobilidade e a migração de moléculas. A água transporta para o interior das células moléculas como a glicose ($C_6H_{12}O_6$) e íons como o sódio (Na^+), o potássio (K^+) e o cálcio (Ca^{2+}), essenciais ao funcionamento do nosso corpo. Ela também transporta para fora da célula substâncias não desejáveis: as substâncias tóxicas produzidas nos processos metabólicos se dissolvem na água e podem ser eliminadas do organismo.

Outra função da água é a regulação da temperatura corpórea, feita por meio da transpiração.

Diariamente, perdemos de 1500 mL a 3000 mL de água, por meio do exercício de diversas funções do nosso organismo: dos rins, na forma de urina; dos pulmões, pela respiração; da pele, pela transpiração; e do aparelho digestório, pelo trato gastrointestinal.

A água perdida deve ser continuamente reposta pela ingestão de líquidos e de alimentos. (Os processos metabólicos também produzem água nas células do nosso corpo.)

BALANÇO DA ÁGUA EM 24 HORAS	
Ganho	**Perda**
líquidos: 1 000 mL	urina: 1 500 mL
alimentos: 1 200 mL	transpiração: 300 mL
metabolismo: 300 mL	respiração: 600 mL
	fezes: 100 mL
Total: 2 500 mL	**Total: 2 500 mL**

A perda de 10% do total de água do corpo humano causa uma desidratação séria, que pode ser fatal se chegar a 20%.

Veja, nas fotografias, a porcentagem de água existente em alguns alimentos.

Patrik Giardino/Getty Images

Durante a transpiração, ocorre perda de água e sais minerais.

Thinkstock/Getty Images

Hambúrguer: 60% de água.

Thinkstock/Getty Images

Morango: 90% de água.

Thinkstock/Getty Images

Leite: 87% de água.

Para ir além

1. Sobre a solubilidade dos líquidos, pode-se pensar na regra "semelhante tende a dissolver semelhante", isto é, líquidos polares tendem a se solubilizar em outros líquidos polares, e os apolares, em outros apolares. Mas tal regra não se aplica com exatidão para os gases e sólidos. Um exemplo disso é o gás carbônico que, sendo uma molécula apolar, é capaz de se dissolver na água, que é polar; ou o carbonato de cálcio, que é um sal e, portanto, polar e não se dissolve em água. Pensando nisso, assinale a alternativa que contém uma substância que se solubilizará em água.

   a) Gordura. **b)** Azeite. **c)** Álcool. **d)** Gasolina. **e)** Óleo.

2. Para cada 200 g de hambúrguer, morango e leite, responda qual desses alimentos possui a maior quantidade de água. E qual a massa de água no alimento de menor teor, admitindo que a densidade da água seja de 1 g/mL.

3. Qual a porcentagem da água perdida pela urina em 24 horas?

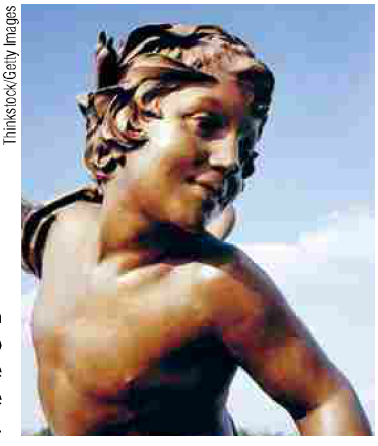
4. A membrana plasmática, além de individualizar a célula e separar seu interior do meio externo, também permite trocas de substâncias do interior da célula para o meio intersticial (entre células). Sem essas trocas a célula não é capaz de se manter viva. Um dos mecanismos de troca entre os meios é a bomba de sódio e potássio, que permite manter em quantidades adequadas os íons de sódio e potássio, fora e dentro das células. Pesquise na biblioteca de sua escola ou cidade, na internet ou em seus livros de Biologia e responda: qual é a importância desses íons na membrana celular?

TIPOS DE SOLUÇÃO

Solução sólida

Os componentes desse tipo de solução, à temperatura ambiente, encontram-se no estado sólido. Essas soluções são denominadas **ligas**.

Veja alguns exemplos nas fotografias ao lado, de uma estátua feita de bronze e de dois pares de brincos confeccionados em ouro.



Thinkstock/Getty Images

Thinkstock/Getty Images

Susan Leggett/Alamy/Glow Images

O bronze (utilizado na estatueta da fotografia ao lado) é uma solução de estanho (Sn) dissolvida em cobre (Cu), e o ouro 18 quilates (utilizado nos brincos da fotografia à direita) é formado por uma mistura de 75% de ouro (Au) e 25% de outros metais, como o cobre.

Solução gasosa

Os componentes desse tipo de solução encontram-se no estado gasoso. Toda mistura de gases é uma solução.

A solução gasosa mais comum é o ar atmosférico, cujos principais componentes são nitrogênio (N_2) (78% do volume total), oxigênio (O_2) (21% do volume total), argônio (Ar) e gás carbônico (CO_2).

Solução líquida

Nesse tipo de solução, pelo menos um dos componentes deve estar no estado líquido. Quando pensamos em uma solução líquida, geralmente nos vem à mente uma substância sólida dissolvida em água. Essa ideia, porém, é restrita, uma vez que existem vários tipos de solução líquida.

Veja, a seguir, algumas delas.

Soluções formadas por gás e líquido

Em nosso cotidiano, encontramos soluções de gases dissolvidos em líquidos, como água mineral com gás, refrigerantes e bebidas gaseificadas em geral.

A solubilidade de gases em líquidos depende de três fatores: a pressão exercida sobre o gás, a temperatura do líquido e a reatividade do gás.

A seguir vamos estudar esses fatores.

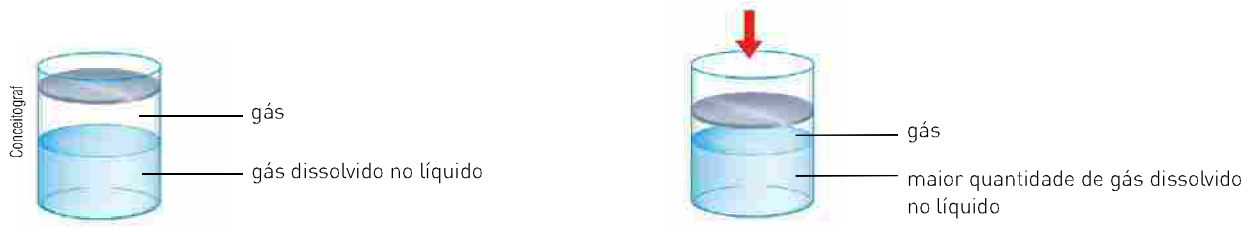
DK/Alamy/Glow Images

Todos os seres vivos que você vê nesse aquário dependem do gás oxigênio dissolvido na água para viver.

Influência da pressão

O efeito da pressão na solubilidade de gases, conhecido como Lei de Henry, foi estudado pelo químico britânico William Henry (1775-1836).

Lei de Henry: a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás sobre o líquido.



Conceitograf

À medida que aumentamos a pressão sobre o gás, um número maior de moléculas desse gás se dissolve no líquido.

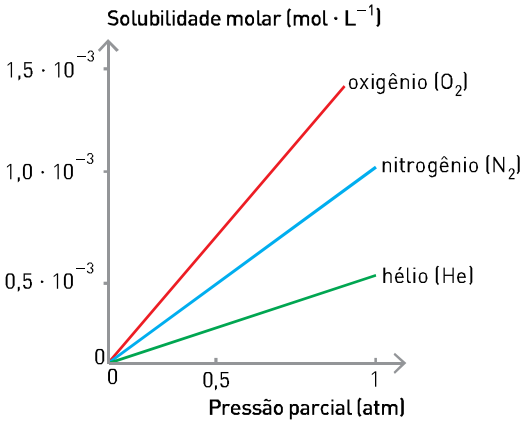
Uma aplicação prática dessa propriedade se dá na fabricação de refrigerantes: o gás carbônico é injetado no líquido a uma pressão de aproximadamente 5,0 atm, bem superior à pressão atmosférica.

A Lei de Henry pode ser representada pela expressão:

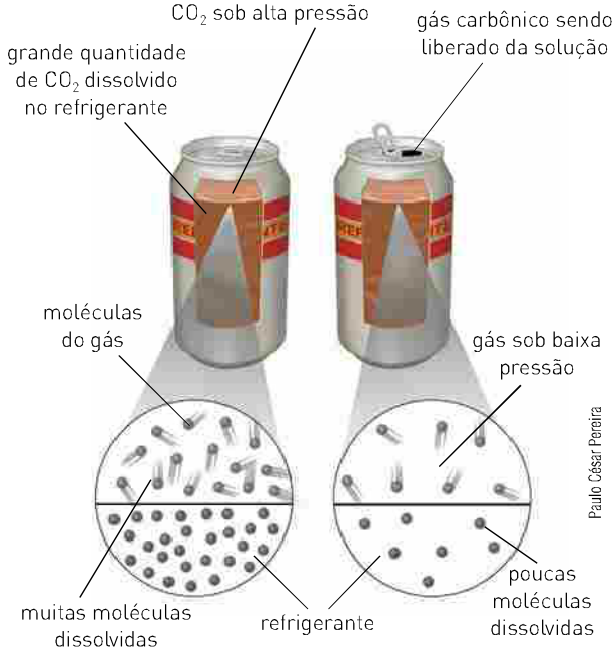
$$S = K_H \cdot P$$

solubilidade — constante de Henry — pressão parcial do gás

A constante de Henry depende do gás, da temperatura e do solvente.



A solubilidade de um gás é proporcional à pressão parcial.



Paulo César Pereira

Quando abrimos uma lata de refrigerante, o gás carbônico, que foi introduzido a uma pressão maior que a atmosférica, tende a escapar para o meio ambiente, formando bolhas. Cada esfera representa uma molécula de gás carbônico.
Ilustração fora de escala e em cores-fantasia.

Influência da temperatura

A solubilidade de um gás em um líquido é inversamente proporcional à sua temperatura, isto é, quanto maior a temperatura, menor a solubilidade do gás.

Isso pode ser percebido quando colocamos em dois copos refrigerantes iguais que estão em temperaturas diferentes, como mostrado na fotografia ao lado.

Rita Barreto

Quanto maior a temperatura do refrigerante, menor a solubilidade do gás. Por isso, forma-se grande quantidade de bolhas no copo à direita, cuja bebida foi mantida à temperatura ambiente.

Formação de bolhas

Em um copo com refrigerante, podemos observar a liberação lenta de CO_2 em pequenas bolhas, que se formam aleatoriamente na superfície interna do copo.

Essas bolhas formam-se em um pequeno número de pontos, denominados pontos de nucleação, que são imperfeições do vidro ou pequenas partículas de impurezas encontradas em sua superfície. Esses pontos quebram a homogeneidade do sistema e, com isso, propiciam a formação e a retenção de pequenas bolhas, que vão se aglutinando até formar bolhas maiores e visíveis a olho nu.

Quando jogamos sal, açúcar ou gelo em um copo com refrigerante, provocamos o aparecimento de um grande número de pontos de nucleação, aumentando a liberação de CO_2 (efervescência), como mostrado nas fotografias abaixo. Isso ocorre porque os cristais dessas substâncias possuem muitos poros e fissuras, que são pontos de nucleação.

Fotografias: Cristina Xavier

Ao adicionar sal, açúcar ou gelo a um copo com refrigerante (à esquerda), há um aumento na liberação de CO_2 (à direita).

Influência da reatividade

Para um mesmo solvente, sob mesma pressão e temperatura, gases diferentes apresentam solubilidades diferentes.

Os gases que reagem com o líquido apresentam solubilidade maior do que aqueles que não reagem. Veja alguns exemplos da solubilidade de gases a 0 °C e 1,0 atm em 1 litro de água:

Gás	Solubilidade (litros do gás em 1,0 L de H_2O)	Reatividade
N_2	0,020	Não reage.
O_2	0,040	Não reage.
CO_2	1,7	$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq)$
$C\ell_2$	8,1	$C\ell_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons HC\ell\,(aq) + HC\ell O\,(aq)$
SO_2	80	$SO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_2SO_3\,(aq)$
NH_3	1130	$NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons NH_4OH\,(aq)$

QUÍMICA E MEIO AMBIENTE

Solubilidade do gás oxigênio na água

Os peixes absorvem o gás oxigênio (O_2) dissolvido na água. Em um aquário, podemos manter a quantidade de oxigênio adequada à sua sobrevivência borbulhando ar e controlando a temperatura do sistema.

Na natureza, a quantidade adequada de O_2 é providenciada pelo próprio ambiente. No entanto, o descaso e o não tratamento das águas utilizadas, tanto nas indústrias como em nossas casas, são responsáveis pela introdução de grandes quantidades de resíduos em rios e lagos. Esses resíduos podem reagir com o gás oxigênio ou favorecer o desenvolvimento de bactérias aeróbias, que provocam a diminuição da quantidade de oxigênio na água, o que pode causar a mortandade de peixes.

Uma das maneiras de abrandar a ação desses poluentes consiste em manter a água desses rios e lagos sob constante e intensa agitação. Dessa maneira, obtém-se maior contato da água com o ar e, consequentemente, maior oxigenação dessa água, possibilitando a respiração de peixes e outros seres vivos.

Esse método de aeração da água também pode ser utilizado para amenizar os estragos causados pelo despejo de líquidos aquecidos em rios e lagos, pois o aumento da temperatura da água também provoca a diminuição do oxigênio nela dissolvido.

Piya Sardhuwat/Alamy/Glow Images

Turbina d'água para aeração de lago.

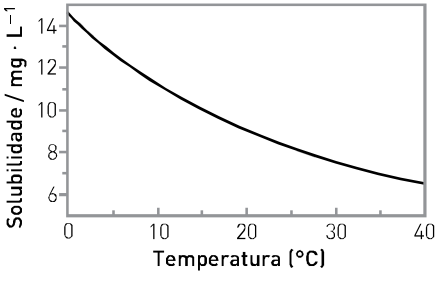
Para ir além

1. A mistura de gás oxigênio e água pode ser classificada como:

a) mistura heterogênea líquida.
b) solução gasosa.
c) solução líquida.
d) mistura heterogênea sólida.
e) mistura homogênea gasosa.

2. Analise o gráfico ao lado e responda ao que se pede.

A 15 °C, qual é o número de mol de gás oxigênio dissolvido em 2 litros de água? Justifique sua resposta.
Dado: MM do elemento oxigênio = 16 g/mol.



3. Além de interferir na concentração de gás oxigênio no meio aquático, a poluição afeta também a entrada de luz, prejudicando o fitoplâncton, uma imensa "floresta" marinha composta de plantas microscópicas.

Embora também seja afetado pela poluição das águas, o zooplâncton, diferentemente do fitoplâncton, não depende da luz no meio aquático, pois é composto de minúsculos organismos heterótrofos que vivem nos mares, rios ou lagos, como pequenos crustáceos, moluscos, entre outros.

Considerando a existência, no mar, de fitoplanctons, zooplanctons, peixes pequenos, médios e grandes, e ainda a existência do ser humano, que se alimenta desses peixes, esquematize uma possível cadeia alimentar marinha com os organismos citados e explique como a ausência de luz afeta essa cadeia.

4. Pesquise na biblioteca de sua escola ou cidade, na internet ou nas prefeituras, o número de parques com lagos na capital de seu estado. Procure saber se é feito algum tipo de tratamento da água desses lagos.

Soluções formadas por líquidos

Em nosso cotidiano, encontramos muitas soluções contendo líquidos dissolvidos em líquidos. Veja dois exemplos:

- a água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e água;
- o álcool comercializado em farmácias, supermercados ou mesmo em postos de combustíveis é uma solução formada por álcool etílico e água.

Soluções formadas por sólidos e líquidos

Nos laboratórios, nas indústrias e em nosso dia a dia, as soluções de sólidos em líquidos são as mais comuns.

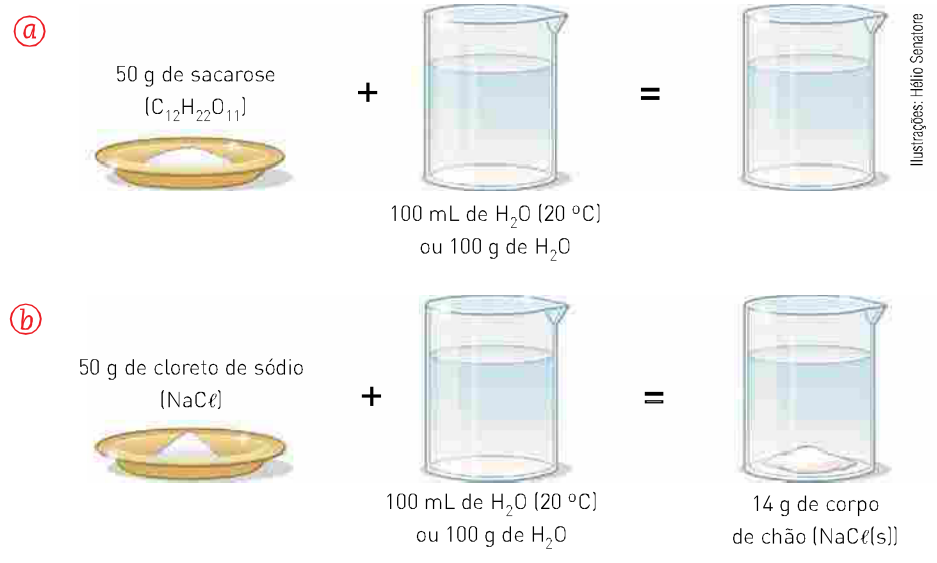
Tanto no soro fisiológico como na água sanitária, o solvente é a água, e os sólidos dissolvidos nessas soluções são, respectivamente, cloreto de sódio (NaCℓ) e hipoclorito de sódio (NaCℓO).

Fotografias: Rita Barreto

SOLUBILIDADE E CURVAS DE SOLUBILIDADE

Ao preparar uma solução, isto é, ao dissolver um soluto em determinado solvente, as moléculas ou os íons do soluto separam-se, permanecendo dispersos no solvente.

Podemos estabelecer uma relação entre diferentes solutos e as características de suas soluções aquosas por meio de experimentos bem simples, feitos à mesma temperatura. Observe as situações abaixo.



Ilustrações: Hélio Senatore

Ao compararmos as soluções *a* e *b*, notamos que o sal é menos solúvel que o açúcar e, partindo desse fato, podemos generalizar:

- substâncias diferentes dissolvem-se em quantidades diferentes, em uma mesma quantidade de solvente, à mesma temperatura;
- a quantidade máxima de sal (NaCℓ) que se dissolve em 100 g de H_2O a 20 °C é 36 g. Essa solução é denominada **solução saturada**.

Solução saturada: solução que contém a máxima quantidade de soluto em dada quantidade de solvente, a determinada temperatura; a relação entre a quantidade máxima de soluto e a quantidade de solvente é denominada **coeficiente de solubilidade**.

Logo, o coeficiente de solubilidade do NaCℓ obtido na situação *b* é:

36 g de NaCℓ/100 g de água a 20 °C

Uma solução com quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade é denominada **solução não saturada** ou **insaturada**.

Se submetermos a aquecimento, sob agitação, o sistema formado por 100 mL de água a que se adicionam 50 g de cloreto de sódio (NaCℓ), conseguiremos dissolver o sal totalmente. Deixando o novo sistema esfriar, em repouso absoluto, até a temperatura inicial (20 °C), teremos uma solução que contém maior quantidade de soluto (50 g) que a respectiva solução saturada (36 g). Essa solução é denominada **supersaturada** e é muito instável. Agitando-a ou adicionando-se a ela um pequeno cristal de soluto, ocorrerá a precipitação de 14 g do sal, que é exatamente a quantidade dissolvida acima da possível para saturação (36 g).

> **A calda tem Química?**, *Laboratório Didático Virtual da Faculdade de Educação da USP. Esta simulação é um passo a passo para a aplicação de conceitos como solubilidade e concentração. Disponível em: <http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_calda.htm>.*

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Ao adicionarmos um pequeno cristal à solução supersaturada de acetato de sódio, surgem cristais em formato de agulhas. Esse processo continua até que todo o soluto em excesso se cristalize.
A precipitação, ou seja, a formação de cristais do soluto em excesso pela adição de um cristal (gérmen de cristalização) é visualmente muito interessante quando trabalhamos com uma solução supersaturada de acetato de sódio.

Pelas situações já estudadas, pode-se perceber que a solubilidade de uma substância em uma massa fixa de solvente depende da temperatura. Em função desse fato, podem-se construir tabelas que relacionam a solubilidade de uma substância em diferentes temperaturas.

A tabela a seguir mostra a solubilidade do cloreto de amônio ($NH_4C\ell$) em 100 g de água em diferentes temperaturas.

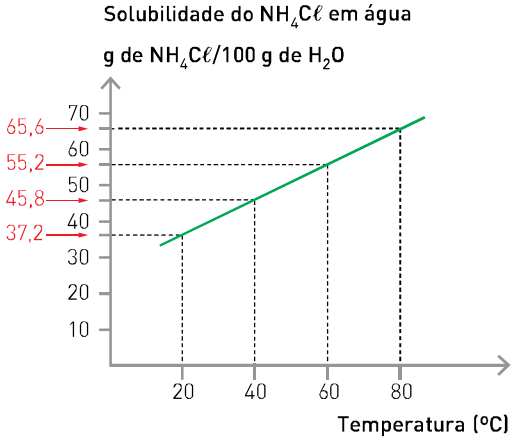
VARIAÇÃO DA SOLUBILIDADE DO CLORETO DE AMÔNIO EM ÁGUA

Massa de $NH_4C\ell$ (em g/100 g de H_2O)	Temperatura (ºC)
37,2	20
45,8	40
55,2	60
65,6	80

A maneira mais adequada de interpretar os dados fornecidos pela tabela é a seguinte:

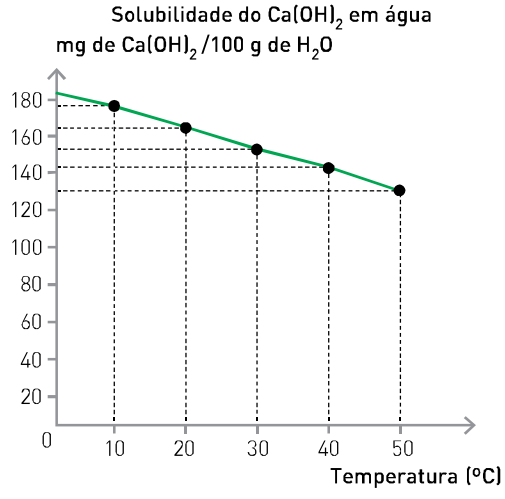
- a 20 °C, a quantidade máxima (solubilidade) de $NH_4C\ell$ que se dissolve em 100 g de água é 37,2 g, originando uma solução saturada;
- a 80 °C, a quantidade máxima (solubilidade) de $NH_4C\ell$ que se dissolve em 100 g de água é 65,6 g, originando uma solução saturada.

A partir dos dados da tabela, pode-se construir um diagrama que relaciona a solubilidade do $NH_4C\ell$ em 100 g de água a diferentes temperaturas.



Note que a solubilidade do $NH_4C\ell$ aumenta com a elevação da temperatura (curva ascendente), dissolução endotérmica, fato que se verifica com a maioria das substâncias não voláteis.

Porém, existem substâncias sólidas que, ao serem dissolvidas em água, têm a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura, dissolução exotérmica. Um exemplo desse comportamento é a variação da solubilidade do hidróxido de cálcio [$Ca(OH)_2$ (s)] em água, mostrada no gráfico e na tabela abaixo.



VARIAÇÃO DA SOLUBILIDADE DO HIDRÓXIDO DE CÁLCIO EM ÁGUA	
Massa de $Ca(OH)_2$ (em mg/100 g de H_2O)	**Temperatura (°C)**
185	0
176	10
165	20
153	30
141	40
128	50

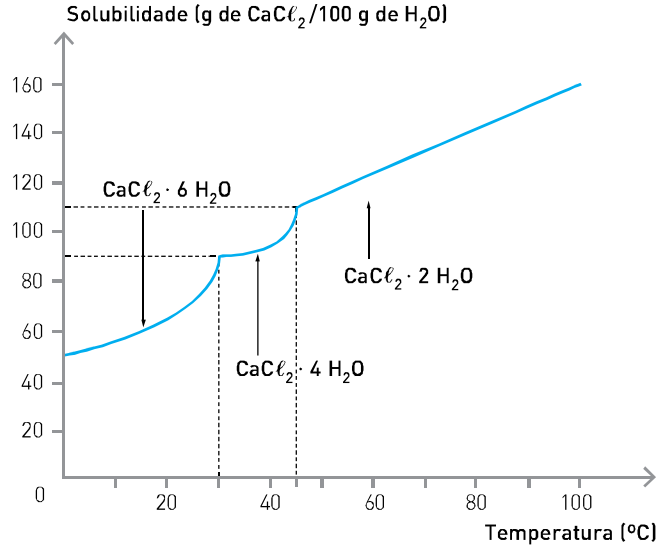
Substâncias sólidas, como o hidróxido de cálcio, cujas solubilidades diminuem com a elevação da temperatura, apresentam uma curva de solubilidade descendente.

Convém ressaltar que, como substâncias diferentes apresentam solubilidades diferentes, essa propriedade pode ser utilizada para separar os componentes de uma solução contendo solutos diferentes. Esse processo é denominado **cristalização fracionada**.

A solubilidade de sais hidratados (sal · x H_2O)

Alguns sais apresentam, em sua constituição, determinado número de moléculas de água agregadas, denominadas **águas de cristalização**.

Um exemplo é o cloreto de cálcio hexa-hidratado ($CaC\ell_2 \cdot 6\ H_2O$), que, quando dissolvido em água, sofre uma alteração no número de moléculas de água de cristalização, à medida que aumenta a temperatura. Isso acarreta uma alteração na sua solubilidade, ocasionando a formação de pontos de inflexão na curva de solubilidade, o que pode ser observado pelo gráfico abaixo.



Exercícios resolvidos

1. (UnB-DF) Examine a tabela abaixo, com dados sobre a solubilidade da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), do sulfato de sódio (Na_2SO_4) e do clorato de potássio ($KC\ell O_3$) em água, a duas temperaturas diferentes, e julgue os itens seguintes:

Substância	Solubilidade em água (g/L)	
	40 °C	60 °C
$C_{12}H_{22}O_{11}$	2381	2873
Na_2SO_4	488	453
$KC\ell O_3$	12	22

(0) A solubilidade de uma substância em determinado solvente independe da temperatura.

(1) Uma solução aquosa de sulfato de sódio, de concentração 488 g/L, deixa de ser saturada quando aquecida a 60 °C.

(2) A uma dada temperatura, a quantidade limite de um soluto que se dissolve em determinado volume de solvente é conhecida como solubilidade.

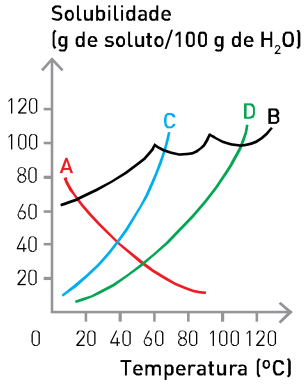
(3) Nem todas as substâncias são mais solúveis a quente.

Quais desses itens são corretos?

Solução

- **Item (0)** — Esse item está errado, pois, de acordo com a tabela, para todas as substâncias mencionadas, uma mudança de temperatura acarretará uma alteração na solubilidade.
- **Item (1)** — Esse item está errado, pois quando uma solução de Na_2SO_4, que contém 488 g/L, atingir a temperatura de 60 °C, ela conterá 453 g/L e será saturada, apresentando um corpo de chão de 35 g de Na_2SO_4 (s).
- **Item (2)** — Esse item está correto, podendo ser considerado a própria definição de solubilidade.
- **Item (3)** — Esse item está correto, conforme podemos observar analisando as solubilidades do Na_2SO_4 presentes na tabela.

2. O gráfico ao lado representa as curvas de solubilidade das substâncias *A*, *B*, *C* e *D*.



Com base no diagrama, responda:

a) Qual das substâncias tem a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura?

b) Qual é a máxima quantidade de *A* que conseguimos dissolver em 100 g de H_2O a 20 °C?

c) Considerando-se apenas as substâncias *C* e *D*, qual delas é a mais solúvel em água?

d) Considerando-se apenas as substâncias *A* e *C*, qual delas é a mais solúvel em água?

e) Qual das curvas de solubilidade representa a dissolução de um sal hidratado?

f) Qual é a massa de *D* que satura 500 g de água a 100 °C? Indique a massa da solução obtida (massa do soluto + massa do solvente).

g) Uma solução saturada de *C* com 100 g de água, preparada a 60 °C, é resfriada até 20 °C. Determine a massa de *C* que irá precipitar, formando o corpo de fundo a 20 °C.

Solução

a) A única curva descendente é a da substância *A*, o que indica que a sua solubilidade diminui com a elevação da temperatura.

b) Observando o gráfico, percebemos que a 20 °C conseguimos dissolver 60 g de *A* em 100 g de água, sendo esse o seu coeficiente de solubilidade.

c) Em qualquer temperatura, a substância *C* é a mais solúvel (a curva de *C* está sempre acima da curva de *D*).

d) As curvas de *A* e *C* se cruzam aproximadamente em 40 °C, indicando que, nessa temperatura, essas substâncias apresentam a mesma solubilidade. Para temperaturas inferiores a 40 °C, a solubilidade de *A* é maior que a de *C*; enquanto em temperaturas superiores a 40 °C a solubilidade de *C* é maior que a de *A*.

e) A curva *B* é a única com pontos de inflexão, o que caracteriza a dissolução de um sal hidratado.

f) O coeficiente de solubilidade de *D* a 100 °C é:

$$80 \text{ g de } D \xrightarrow{\text{saturam}} 100 \text{ g de } H_2O$$

$$x \longrightarrow 500 \text{ g de } H_2O$$

$$x = \frac{500 \cancel{\text{ g de } H_2O} \cdot 80 \text{ g de } D}{100 \cancel{\text{ g de } H_2O}}$$

$$x = 400 \text{ g de } D$$

Essa solução contém 500 g de H_2O e 400 g de *D*; portanto, sua massa é igual a 900 g.

g) A 60 °C conseguimos dissolver 80 g de *C* em 100 g de H_2O, enquanto a 20 °C a quantidade máxima de *C* dissolvida em 100 g de H_2O é 20 g. Portanto, se resfriarmos uma solução saturada de *C* a 60 °C até 20 °C em 100 g de água, ocorrerá uma precipitação de 60 g de *C*.

Exercícios fundamentais

1. Existem algumas espécies de peixes que, para respirar, necessitam de maior concentração de gás oxigênio dissolvido na água. Explique por que os salmões são peixes típicos de regiões frias.

Daryl Pederson/Other Images

Salmões. Comprimento médio: 80 cm.

Considere as informações e responda às questões de **2** a **6**.

O brometo de potássio apresenta a seguinte tabela de solubilidade:

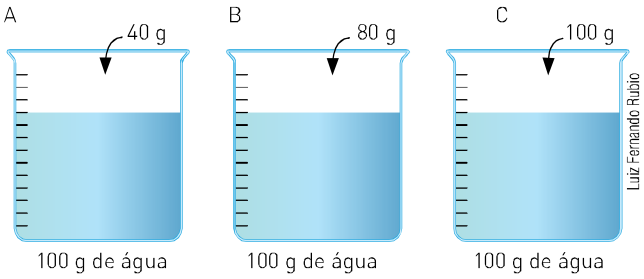
Temperatura (°C)	30	50	70
g de brometo de potássio/100 g de água	70	80	90

2. Qual é a massa de brometo de potássio necessária para saturar:

a) 100 g de água a 50 °C? **b)** 200 g de água a 70 °C?

3. Uma solução foi preparada, a 30 °C, dissolvendo-se 40 g de brometo de potássio em 100 g de água. Essa solução é saturada?

Analise o preparo de três soluções de brometo de potássio (ao lado), a 50 °C, e responda às questões de **4** a **6**.

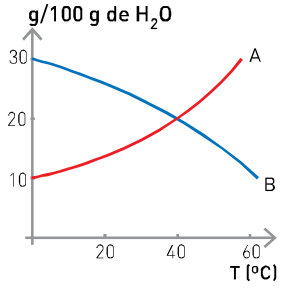


4. Classifique em saturada ou não saturada cada solução analisada (*A*, *B* e *C*).

5. Apenas uma das soluções está saturada e apresenta corpo de fundo. Identifique-a e calcule a massa desse corpo de fundo.

6. Qual das três soluções encontra-se mais diluída (menos concentrada)?

Observe o diagrama a seguir, que mostra a solubilidade de duas substâncias (*A* e *B*) e responda às questões de **7** a **13**.



7. Qual substância é mais solúvel a 20 °C?

8. Qual substância é mais solúvel a 60 °C?

9. Qual quantidade de *A* devemos adicionar a 100 g de água a 40 °C para obter uma solução saturada?

10. Uma solução contendo 10 g de *B* em 100 g de água a 40 °C é saturada ou não saturada? Justifique sua resposta.

11. Explique como a temperatura influi na solubilidade de *A*.

12. Explique como a temperatura influi na solubilidade de *B*.

13. O que acontece com a quantidade do corpo de fundo de uma solução saturada de *B* quando submetida a um aquecimento? Justifique sua resposta.

Testando seu conhecimento

1. (Unicamp-SP) "Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior corredeira a quantidade de oxigênio aumenta." Ao ouvir essa informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: "Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?".

a) Escreva a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.

b) Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?

2. O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de seres vivos que habitam os oceanos, rios e lagos. Esse processo pode ser representado pela equação:

$$O_2\,(g) + aq^* \rightleftarrows O_2\,(aq)$$

*aq = quantidade muito grande de água

Algumas espécies de peixe necessitam, para sobrevivência, de taxas relativamente altas de oxigênio dissolvido na água. Peixes com essas exigências teriam maiores chances de sobrevivência:

I. em um lago de águas a 10 °C do que em um lago a 25 °C, ambos à mesma altitude.

II. em um lago no alto da Cordilheira dos Andes do que em um lago situado na base da cordilheira, desde que a temperatura da água fosse a mesma.

III. em lagos cujas águas tivessem qualquer temperatura, desde que a altitude fosse elevada.

Qual(is) afirmação(ões) é(são) *correta(s)*?

3. (Furg-RS)

Um refrigerante contém água, gás carbônico, corantes, ácidos e diversas substâncias responsáveis pela aparência e pelo sabor. As pessoas costumam colocar uma colher no gargalo da garrafa com a intenção de evitar a perda de gás. Será que isso evita mesmo a perda de gás? José Atílio Vanin, do Instituto de Química da USP, responde: "Não evita!".

Ele explica: "O gás do refrigerante é o gás carbônico. A 30 °C é possível dissolver cerca de 0,6 L desse gás em um litro de água pura; a 10 °C dissolve-se 1,2 L do gás por litro d'água; e 1,7 L a 0 °C. Assim, o que evita a perda do gás é o ato de colocar o refrigerante na geladeira. Não existe nenhum efeito físico-químico de superfície ligado à colher."

(Adaptado do livro *Interações e transformações I*. GEPEQ/IQ-USP, 1998. p. 56.)

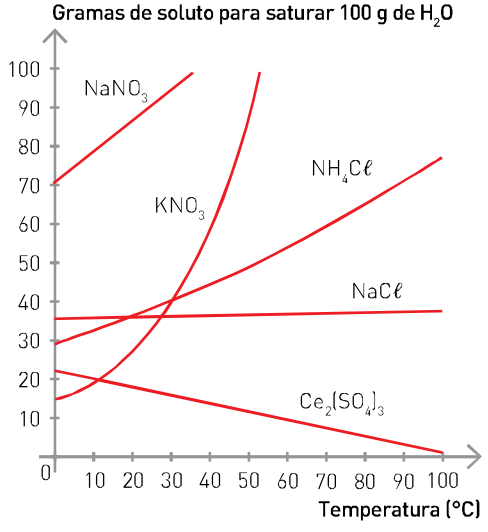
A compreensão do texto anterior, em suas informações e significados do ponto de vista da Química, permite afirmar que:

I. o refrigerante é, na verdade, uma solução aquosa resultante da mistura de várias substâncias.
II. a introdução da colher no gargalo oferece uma superfície lisa que resiste à fuga do gás, aprisionando-o.
III. fora da geladeira, quanto mais baixa a temperatura menor a perda do gás carbônico pelo gargalo da garrafa do refrigerante.

Das afirmativas, somente está(ão) correta(s):

a) I e II. **b)** II. **c)** III. **d)** I. **e)** I e III.

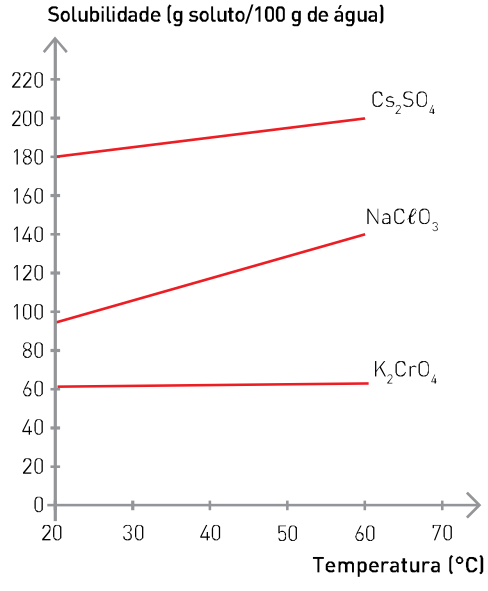
4. (PUC-MG) Considere o gráfico de solubilidade de vários sais em água, em função da temperatura.



Baseando-se no gráfico e nos conhecimentos sobre soluções, é *incorreto* afirmar que:

a) a solubilidade do $Ce_2(SO_4)_3$ diminui com o aumento da temperatura.
b) o sal nitrato de sódio é o mais solúvel a 20 °C.
c) a massa de 80 g de nitrato de potássio satura 200 g de água a 30 °C.
d) dissolvendo-se 60 g de $NH_4C\ell$ em 100 g de água, a 60 °C, obtém-se uma solução insaturada.

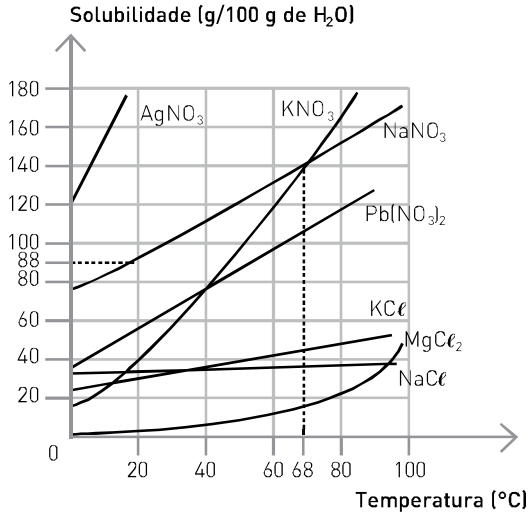
5. (PUC-RJ) Observe o gráfico.



A quantidade de clorato de sódio capaz de atingir a saturação em 500 g de água na temperatura de 60 °C, em gramas, é aproximadamente igual a:

a) 70 **b)** 140 **c)** 210 **d)** 480 **e)** 700

O gráfico a seguir representa as curvas de solubilidade de várias substâncias. Com base nele, responda às questões de **6** a **10**.



6. Considerando apenas as substâncias $NaNO_3$ e $Pb(NO_3)_2$, qual delas é a mais solúvel em água, a qualquer temperatura?

7. Aproximadamente em qual temperatura a solubilidade do $KC\ell$ e a do $NaC\ell$ são iguais?

8. Qual das substâncias apresenta maior aumento de solubilidade com o aumento da temperatura?

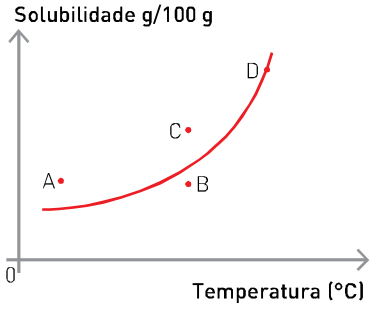
9. Compare as solubilidades das substâncias KNO_3 e $NaNO_3$ a 68 °C, abaixo e acima dessa temperatura.

10. Qual a massa de uma solução saturada de $NaNO_3$ a 20 °C obtida a partir de 500 g de H_2O?

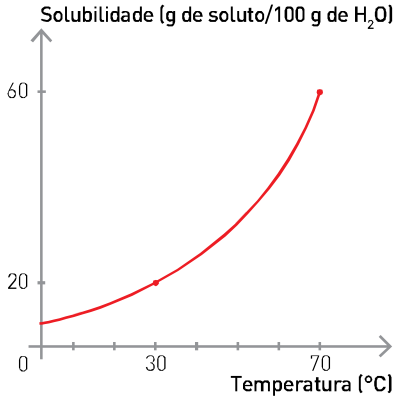
11. (UFRRJ) A curva do gráfico ao lado mostra a solubilidade de um certo soluto em água.

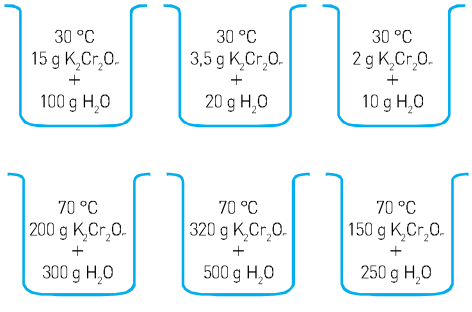
Responda às perguntas a seguir, justificando sua resposta.

I. Qual ou quais dos pontos do gráfico representa(m) uma solução saturada homogênea?
II. Indique em que pontos do gráfico existem soluções saturadas heterogêneas.
III. Através do conceito de solução insaturada, aponte no gráfico o(s) ponto(s) onde essa situação ocorre.
IV. Que procedimentos podem ser utilizados para precipitar (cristalizar) parte do soluto da solução *D*, sem alterar as quantidades do solvente e do soluto da referida solução?



12. (Uerj) O gráfico a seguir, que mostra a variação da solubilidade do dicromato de potássio na água em função da temperatura, foi apresentado em uma aula prática sobre misturas e suas classificações. Em seguida, foram preparadas seis misturas sob agitação enérgica, utilizando dicromato de potássio sólido e água pura em diferentes temperaturas, conforme o esquema:



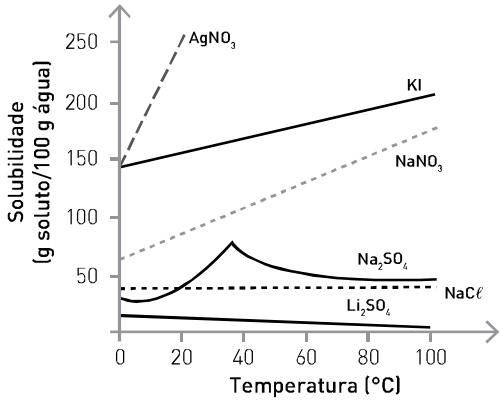


Após a estabilização dessas misturas, o número de sistemas homogêneos e o número de sistemas heterogêneos formados correspondem, respectivamente, a:

a) 5 – 1 **b)** 4 – 2 **c)** 3 – 3 **d)** 1 – 5

13. (UFRGS-RS) Observe o gráfico a seguir, que representa a variação da solubilidade de sais com a temperatura.

Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as seguintes afirmações, feitas por um estudante ao tentar interpretar esse gráfico.



( ) O cloreto de sódio e o sulfato de lítio apresentam solubilidade constante no intervalo considerado.
( ) No intervalo de 0 °C a 100 °C, a solubilidade do iodeto de potássio é aproximadamente duas vezes maior que a do nitrato de sódio.
( ) O nitrato de prata é o sal que apresenta o maior valor de solubilidade a 0 °C.
( ) A solubilidade do iodeto de potássio a 100 °C é aproximadamente igual a 200 g/L.
( ) Quatro dos sais mostrados no gráfico apresentam aumento da solubilidade com a temperatura no intervalo de 0 °C a 35 °C.
( ) A 20 °C, as solubilidades do cloreto de sódio e do sulfato de sódio são iguais.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

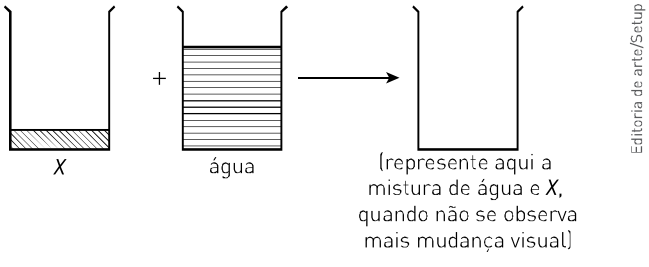
a) V – F – V – F – F – F.
b) F – V – F – V – F – F.
c) F – F – F – F – V – V.
d) V – F – F – V – F – V.
e) F – V – V – F – V – F.

14. (Fuvest-SP) O rótulo de um frasco contendo determinada substância *X* traz as seguintes informações:

Propriedade	Descrição ou valor
Cor	Incolor
Inflamabilidade	Não inflamável
Odor	Adocicado
Ponto de fusão	−23 °C
Ponto de ebulição a 1 atm	77 °C
Densidade a 25 °C	1,59 g/cm^3
Solubilidade em água a 25 °C	0,1 g/100 g de H_2O

a) Considerando as informações apresentadas no rótulo, qual é o estado físico da substância contida no frasco, a 1 atm e 25 °C? Justifique.
b) Em um recipiente, foram adicionados, a 25 °C, 56,0 g da substância *X* e 200,0 g de água. Determine a massa da substância *X* que não se dissolveu em água. Mostre os cálculos.
c) Complete o esquema a seguir, representando a aparência visual da mistura formada pela substância *X* e água quando, decorrido certo tempo, não for mais observada mudança visual. Justifique.

Dado: densidade da água a 25 °C = 1,00 g/cm^3



Aprofundando seu conhecimento

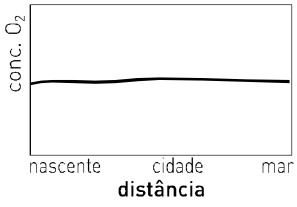
1. (Fuvest-SP) Descargas industriais de água pura aquecida podem provocar a morte de peixes em rios e lagos porque causam:

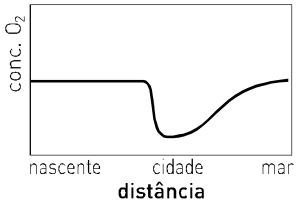
a) o aumento do nitrogênio dissolvido.
b) o aumento do gás carbônico dissolvido.
c) a diminuição do hidrogênio dissolvido.
d) a diminuição do oxigênio dissolvido.
e) a alteração do pH do meio aquático.

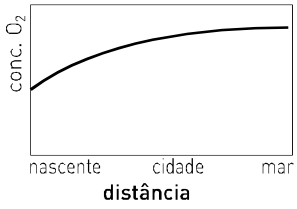
obs.: o pH nos indica a acidez ou a basicidade de um meio aquoso.

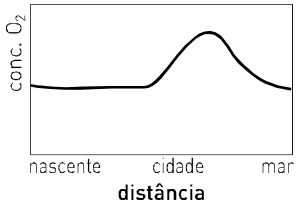
2. (Fuvest-SP) Um rio nasce numa região não poluída, atravessa uma cidade com atividades industriais, das quais recebe esgoto e outros efluentes, e desemboca no mar após percorrer regiões não poluidoras. Qual dos gráficos a seguir mostra o que acontece com a concentração de oxigênio (O_2) dissolvido na água, em função da distância percorrida desde a nascente?

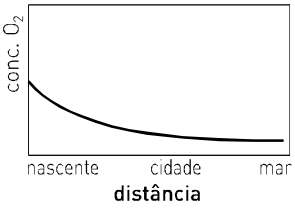
Considere que o teor de oxigênio no ar e a temperatura sejam praticamente constantes em todo o percurso.

a)


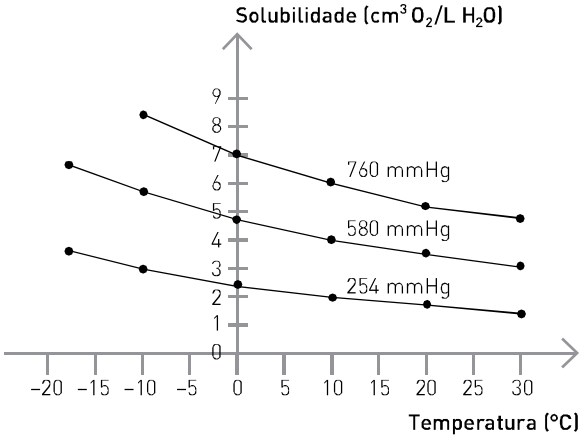
b)


c)


d)


e)


3. (FMTM-MG) O gráfico mostra a variação da solubilidade do oxigênio com a temperatura a diferentes pressões.



Analisando o gráfico, pode-se concluir que as condições de pressão inferior à atmosférica e de temperatura entre 0 °C e 30 °C em que se consegue dissolver maior quantidade de oxigênio são:

a) p = 580 mmHg, t = 0 °C.
b) p = 580 mmHg, t = 30 °C.
c) p = 760 mmHg, t = 0 °C.
d) p = 254 mmHg, t = 0 °C.
e) p = 254 mmHg, t = 30 °C.

4. Pela Lei de Henry, a solubilidade de um gás é diretamente proporcional à sua pressão parcial a dada temperatura, o que pode ser expresso por:

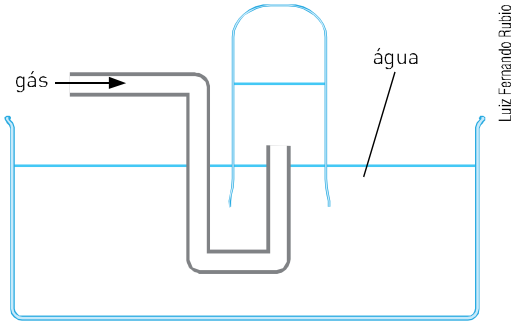
$$\text{solubilidade} = \text{constante} \cdot \text{pressão parcial}$$

$$S = K_H \cdot P$$

Em um lago localizado a uma altitude de 3 000 m, a pressão parcial do gás oxigênio é de 0,13 atm. Calcule a solubilidade desse gás a 20 °C.

Dado: K_H oxigênio a 20 °C = $1{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol L^{-1} atm^{-1}

5. O esquema a seguir mostra uma aparelhagem utilizada para o recolhimento de gás.



Essa aparelhagem não é a mais adequada para o recolhimento de todos os gases. Considere que ela seja utilizada para recolher os seguintes gases: metano (CH_4), amônia (NH_3) e cloro ($C\ell_2$).

Gás	Massa molar (g/mol)	Solubilidade em água
metano	16	desprezível
amônia	17	alta
cloro	71	alta

Para qual(is) desses gases essa aparelhagem é a mais adequada? Justifique sua resposta.

6. (UFPE) A solubilidade do oxalato de cálcio a 20 °C é de 33,0 g por 100 g de água. Qual a massa, em gramas, de CaC_2O_4 depositada no fundo do recipiente quando 100 g de CaC_2O_4 (s) são adicionados em 200 g de água a 20 °C?

7. (Unifesp) A lactose, principal açúcar do leite da maioria dos mamíferos, pode ser obtida a partir do leite de vaca por uma sequência de processos. A fase final envolve a purificação por recristalização em água. Suponha que, para essa purificação, 100 kg de lactose foram tratados com 100 L de água, a 80 °C, agitados e filtrados a essa temperatura. O filtrado foi resfriado a 10 °C.

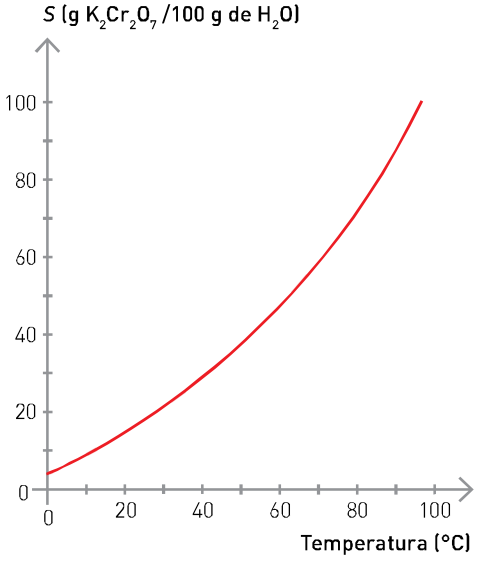
Solubilidade da lactose, em kg/100 L de H_2O:

a 80 °C ..... 95 a 10 °C 15

A massa máxima de lactose, em kg, que deve cristalizar com esse procedimento é, aproximadamente:

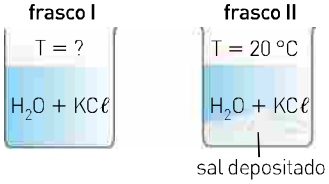
a) 5 **b)** 15 **c)** 80 **d)** 85 **e)** 95

8. (Fuvest-SP) O gráfico abaixo mostra a solubilidade (S) de $K_2Cr_2O_7$ sólido em água, em função da temperatura (t). Uma mistura constituída de 30 g de $K_2Cr_2O_7$ e 50 g de água, a uma temperatura inicial de 90 °C, foi deixada esfriar lentamente e com agitação. A que temperatura aproximada deve começar a cristalizar o $K_2Cr_2O_7$?

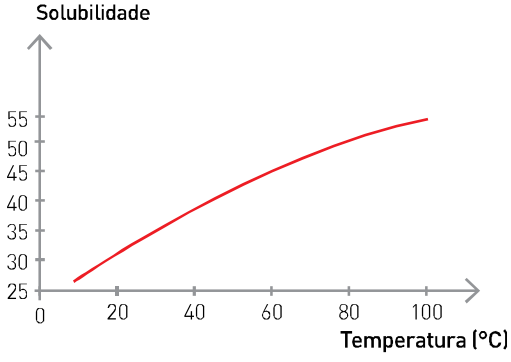


a) 25 °C
b) 45 °C
c) 60 °C
d) 70 °C
e) 80 °C

9. (UFRJ) Os frascos a seguir contêm soluções saturadas de cloreto de potássio (KCℓ) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 mL de água e 200 g de KCℓ.



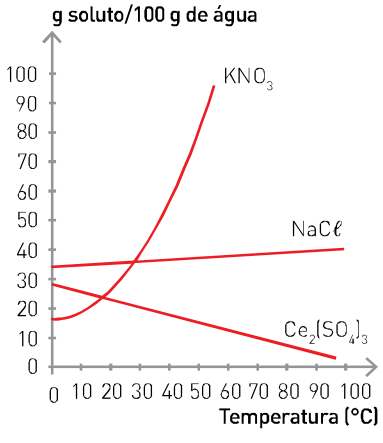
O diagrama a seguir representa a solubilidade do KCℓ em água, em gramas de soluto/100 mL de H_2O, em diferentes temperaturas.



a) Determine a temperatura da solução do frasco I.
b) Sabendo que a temperatura do frasco II é de 20 °C, calcule a quantidade de sal (KCℓ) depositado no fundo do frasco.

10. (UFMS) Considere as massas atômicas fornecidas e o gráfico solubilidade × temperatura a seguir.

Elemento	O	Na	S	Cℓ	Ce
Massa atômica	16	23	32	35	140

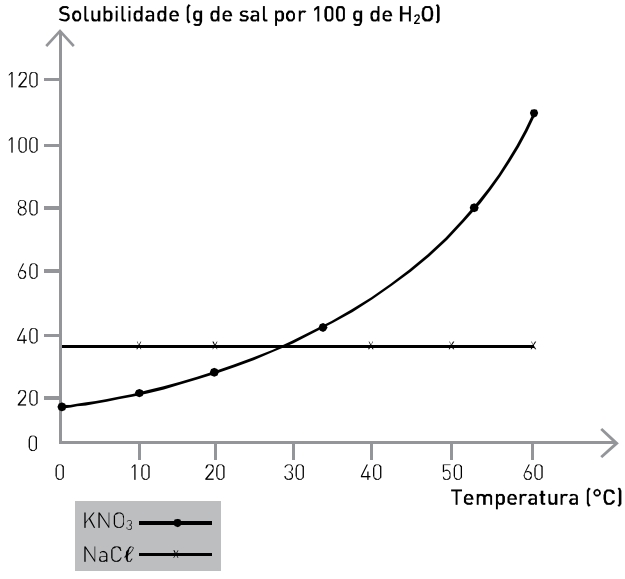


Com base nas informações, é correto afirmar:

01. O aumento da temperatura faz com que a solubilidade de todos os sais aumente.
02. A 20 °C, uma solução preparada com 10 g de KNO_3 em 100 g de H_2O é insaturada.
04. A 10 °C, o NaCℓ é mais solúvel que o KNO_3.
08. A 90 °C, é possível dissolver 1 mol de NaCℓ em 100 g de água.
16. A 70 °C, uma mistura de 30 g de $Ce_2(SO_4)_3$ e 100 g de H_2O é heterogênea.

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

11. (Unifesp) As solubilidades dos sais KNO_3 e $NaC\ell$, expressas em gramas do sal por 100 gramas de água, em função da temperatura, estão representadas no gráfico ao lado.



Com base nas informações fornecidas, pode-se afirmar corretamente que:

a) a dissolução dos dois sais em água são processos exotérmicos.

b) quando se adicionam 50 g de KNO_3 em 100 g de água a 25 °C, todo o sólido se dissolve.

c) a solubilidade do KNO_3 é maior que a do $NaC\ell$ para toda a faixa de temperatura abrangida pelo gráfico.

d) quando se dissolvem 90 g de KNO_3 em 100 g de água em ebulição e em seguida se resfria a solução a 20 °C, recupera-se cerca de 30 g do sal sólido.

e) a partir de uma amostra contendo 95 g de KNO_3 e 5 g de $NaC\ell$, pode-se obter KNO_3 puro por cristalização fracionada.

12. (UFScar-SP) O cloreto de potássio é solúvel em água e a tabela a seguir fornece os valores de solubilidade desse sal em g/100 g de água, em função da temperatura.

Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g de H_2O)
10	31,0
20	34,0
30	37,0
40	40,0

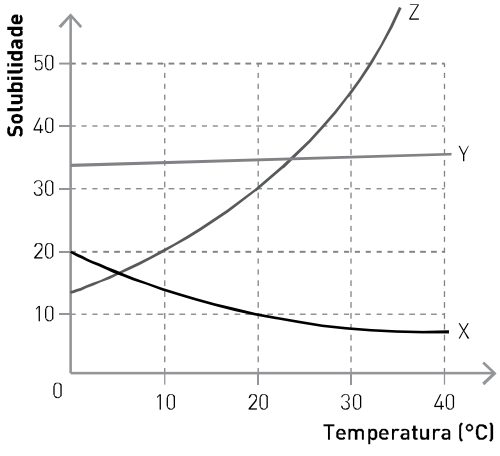
Preparou-se uma solução de cloreto de potássio a 40 °C dissolvendo-se 40,0 g do sal em 100 g de água. A temperatura da solução foi diminuída para 20 °C e observou-se a formação de um precipitado.

a) Analisando a tabela de valores de solubilidade, explique por que houve formação de precipitado e calcule a massa de precipitado formado.

b) A dissolução do cloreto de potássio em água absorve ou libera calor? Justifique sua resposta.

13. (Uerj) Um laboratorista precisa preparar 1,1 kg de solução aquosa saturada de um sal de dissolução exotérmica, utilizando como soluto um dos três sais disponíveis em seu laboratório: X, Y e Z. A temperatura final da solução deverá ser igual a 20 °C.

Observe as curvas de solubilidade dos sais, em gramas de soluto por 100 g de água:



A massa de soluto necessária, em gramas, para o preparo da solução equivale a:

a) 100 **b)** 110 **c)** 300 **d)** 330

LEIA, ANALISE E RESPONDA

Mar Morto

Embora o mar Morto receba águas doces vindas do leste, o calor intenso, o baixo índice pluvial e a baixa umidade do ar na região acabam por evaporar a água, mantendo esse ambiente sempre salgado.

De importância histórica e religiosa, este mar excede, em suas águas, em cerca de 10 vezes a concentração média de sais dos oceanos, que é de aproximadamente 30 g de sais para cada litro de água. A alta salinidade permite que o local seja um ponto turístico atrativo pela facilidade de flutuação; além disso, acredita-se que essa água tenha propriedades medicinais.

FAN Travelstock/Alamy/Glow Images

Mulher flutuando nas águas do mar Morto (Jordânia, 2007).

Portal de Mapas

Há teorias de que a presença de sais na água marinha possa ter, entre outras origens, o desgaste de rochas, que, por erosão, têm seus minerais transportados pelos rios até oceanos e mares.

Embora o mar Morto seja conhecido por sua alta concentração salina, não deu à região que o abriga o título de principal produtora de sal marinho no mundo. Esse título cabe atualmente à China, que produz cerca de 56 milhões de toneladas dos 250 milhões de toneladas de sal marinho produzido anualmente em todo o mundo. O Brasil produz 7 milhões de toneladas, sendo o estado do Rio Grande do Norte responsável por 72% dessa produção.

Fonte dos dados: <http://www.dnpm.gov.br/assets/galeriaDocumento/SumarioMineral2008/salmarinho.pdf>. Acesso em: 5 mar. 2014.

De acordo com o texto e seus conhecimentos sobre soluções, responda às perguntas **1** a **5**.

1. Qual a quantidade aproximada de sais encontrada em 50 litros de água do mar Morto? Justifique sua resposta.
2. Considere um reservatório contendo 100 mil litros de água do mar Morto. Após evaporação total da água, qual será a massa de sais precipitada?
3. Considerando que 80% do sal encontrado no mar seja de cloreto de sódio, determine a massa desse sal presente em 100 mil litros de água do mar Morto.
4. De acordo com as informações do texto, que motivo deve haver para que esse mar tenha esse nome?
5. Conforme o texto, a salinidade do mar Morto facilita a flutuação. De que maneira você pode explicar esse fato?

CAPÍTULO 2

Aspectos quantitativos das soluções

PREPARO DE SOLUÇÕES

Em um laboratório, para prepararmos, por exemplo, soluções aquosas, precisamos em geral de:

Martin F. Chillmaid/SPL/LatinStock

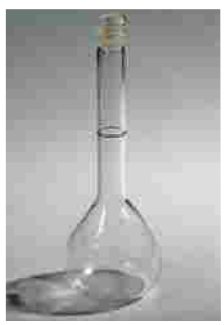
Balança para medir a massa dos solutos.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Béquer para manusear o solvente, neste caso, a água.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Pisseta plástica para completar o volume do solvente.


Sérgio Dotta Jr./The Next

Balão volumétrico para indicar o volume da solução.

A preparação de uma solução aquosa, em que o soluto é um sólido, segue as etapas abaixo:

a) determina-se a massa de soluto a ser dissolvida e coloca-se essa massa em um balão volumétrico;
b) adiciona-se uma pequena quantidade de água e submete-se o sistema à agitação; esse procedimento deve ser repetido até que se consiga dissolver todo o soluto;
c) finalmente, adiciona-se água até atingir o volume indicado no balão.

Coloca-se o soluto sólido no balão volumétrico.

adição de água com a pisseta

Submete-se o sistema à agitação.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Adiciona-se água para completar o volume indicado no balão volumétrico.

Ao se preparar uma solução aquosa de acordo com esse procedimento, são previamente conhecidas algumas características dessa solução:

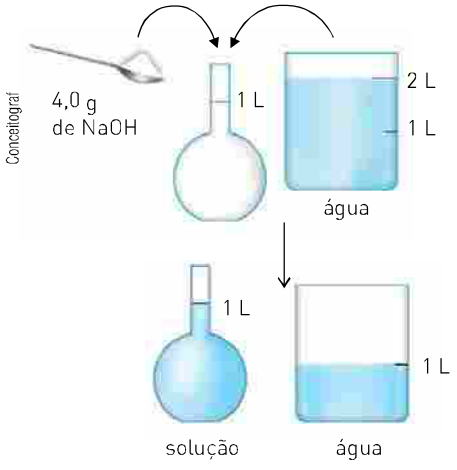
- a massa do soluto;
- o volume final da solução;
- o volume de água adicionado — esse dado é obtido pela diferença entre o volume de água disponível e o volume de água não utilizado na preparação da solução;
- a massa de água (solvente) — admitindo que a densidade da água seja 1 g/mL no local de trabalho e conhecendo o volume de água utilizado na preparação da solução, podemos determinar a sua massa da seguinte maneira: cada 1 mL de água corresponde a 1 g;
- a massa da solução — esse dado é obtido somando-se a massa do soluto e a massa do solvente (água).

> *Quando se prepara uma solução utilizando uma pequena quantidade de soluto sólido, verifica-se que o* ***volume da solução*** *é praticamente* ***igual ao volume de água*** *adicionado.*

RELAÇÕES ENTRE AS QUANTIDADES DE SOLUTO, DE SOLVENTE E DE SOLUÇÃO

Ao trabalhar com soluções, além de conhecer seus componentes, é fundamental relacionar a quantidade de soluto à quantidade de solvente e de solução. Essas relações numéricas são genericamente denominadas **concentração da solução** e podem ser expressas de diferentes maneiras.

Veja como calcular a concentração comum de uma solução.



> *Para facilitar nosso trabalho, adotaremos o índice **1** para indicar o **soluto**, o índice **2** para indicar o **solvente**, e os dados relacionados à solução não conterão índices:*

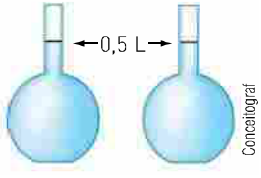
Massa	Representação
soluto	m_1
solvente	m_2
solução	m

massa do soluto —— $m_1 = 4{,}0$ g

volume da solução —— $V = 1{,}0$ L

Ou seja, em 1,0 L dessa solução existem dissolvidos 4,0 g do soluto.

Se dividíssemos essa solução em dois frascos, cada um deles conteria o volume de 0,5 L.



Podemos calcular a massa de soluto em cada um dos frascos da seguinte maneira:

$$\left.\begin{array}{l} 1{,}0 \text{ L de solução} \text{ ——— } 4{,}0 \text{ g de NaOH} \\ 0{,}5 \text{ L de solução} \text{ ——— } x \end{array}\right\} x = 2{,}0 \text{ g de NaOH}$$

Utilizando o mesmo raciocínio, podemos determinar o volume de solução que conteria 0,5 g de NaOH dissolvido:

$$\left.\begin{array}{l} 1{,}0 \text{ L de solução} \text{ ——— } 4{,}0 \text{ g de NaOH} \\ x \text{ ——— } 0{,}5 \text{ g de NaOH} \end{array}\right\} x = 0{,}125 \text{ L}$$

Em 0,125 L (ou 125 mL) dessa solução existe 0,5 g de NaOH.

Comparando as relações vistas, temos:

$$\frac{4{,}0 \text{ g de soluto}}{1{,}0 \text{ L de solução}} = \frac{2{,}0 \text{ g de soluto}}{0{,}5 \text{ L de solução}} = \frac{0{,}5 \text{ g de soluto}}{0{,}125 \text{ L de solução}}$$

A razão entre todas as situações é igual a 4,0 g de soluto/1,0 L de solução.

Dizemos, então, que esse valor corresponde à **concentração comum** (C) da solução.

Para calcular esses valores, costuma-se usar a expressão:

$$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} \quad \text{ou} \quad C = \frac{m_1}{V}$$

> *Tanto a massa como o volume podem ser expressos em diferentes unidades do SI:*
>
> *m = g, kg, mg, ...*
>
> *V = L, mL, cm^3, ...*

QUÍMICA E SAÚDE

Concentração de glicose e diabetes

A glicose ($C_6H_{12}O_6$) é o principal carboidrato existente na corrente sanguínea, e sua taxa (concentração) considerada normal varia de 70 a 110 mg para cada 100 mL de sangue. Uma pessoa hipoglicêmica apresenta uma concentração menor que 70 mg de glicose para cada 100 mL de sangue, enquanto a hiperglicêmica tem valores superiores a 110 mg de glicose para cada 100 mL de sangue.

A glicose é comercializada de várias formas: sólida, soluções aquosas a 5%, 25% e 50%, entre outras. Sua solução aquosa mais conhecida e utilizada em hospitais é o soro glicosado a 5%.

O **diabetes** é uma condição crônica em que há aumento da taxa de glicose no sangue (hiperglicemia).

Existem duas formas de diabetes: *insipidus* e *mellitus*.

No diabetes *insipidus*, uma disfunção no sistema nervoso central pode levar à diminuição na produção e na liberação do hormônio antidiurético, ou um problema nos rins pode fazer com que eles não respondam a esse hormônio. Nos dois casos, ocorre perda excessiva de água na urina, com consequente perda de glicose e hipoglicemia.

O diabetes *mellitus* é o tipo mais conhecido. Ocorre devido à deficiência de insulina, hormônio produzido no pâncreas e responsável pelo metabolismo da glicose. Quando não controlado, desencadeia uma concentração de glicose muito superior a 110 mg/100 mL no sangue. Existem três tipos de diabetes *mellitus*: tipo 1, também conhecido como insulinodependente, infantojuvenil ou imunomediado; tipo 2, também conhecido como não insulinodependente ou diabetes do adulto; diabetes gestacional, em que a elevação da taxa de glicose no sangue ocorre durante a gravidez. Embora essa condição se normalize após o parto, a mãe apresenta maior risco de vir a desenvolver mais tarde o diabetes tipo 2.

Ao longo do tempo, o diabetes *mellitus* pode desencadear uma série de consequências, como alterações circulatórias e neurológicas. O tratamento consiste em manter os níveis de glicose na faixa ideal com a aplicação de insulina.

Sérgio Dotta Jr./The Next

O soro glicosado, que é administrado por via endovenosa, contém 5 g de glicose em cada 100 mL de soro (5%).

Sérgio Dotta Jr./The Next

A insulina é utilizada por alguns pacientes portadores de diabetes *mellitus*.

Fontes: Sociedade Brasileira de Diabetes (http://www.diabetes.org); Universidade Estadual de Londrina (http://www.uel.br). Acessos em: 15 mar. 2013.

Para ir além

1. A urina de uma pessoa que tem diabetes *insipidus* é mais concentrada ou diluída do que a urina de uma pessoa portadora do diabetes *mellitus*?
2. Pesquise o significado das palavras "insípido" e "melito" em um dicionário ou na internet e justifique por que cada uma delas está relacionada com a hipoglicemia e a hiperglicemia, respectivamente.
3. De acordo com dados de 2012 da Organização Mundial da Saúde, divulgados pela Sociedade Brasileira de Diabetes (http://www.diabetes.org), um em dez adultos no mundo tinha diabetes. O mesmo relatório informa que, no mesmo ano, 12% da população mundial já eram considerados obesos. Pesquise no *site* da SBD e em outras fontes que relação existe entre diabetes e obesidade.

Exercícios fundamentais

Observe a fotografia que mostra uma solução aquosa de $NiSO_4$ e responda às questões de **1** a **5**.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Solução aquosa de $NiSO_4$. O sulfato de níquel possui diversas aplicações industriais e também é útil na agricultura. Há evidências de que sua aplicação na soja melhora a fixação de nitrogênio pela planta.

1. Indique o nome e a fórmula do soluto.
2. Escreva o nome e a fórmula do solvente.
3. Qual a massa do soluto em 1,0 L de solução?
4. Considerando que o volume da solução contida no frasco seja igual a 400 mL (0,4 L), calcule a massa de soluto contida no frasco.
5. Calcule a massa de soluto necessária para preparar 10 L de uma solução de igual concentração.
6. (Uniube/PIAS-MG) Uma pessoa cujo sangue apresenta taxa de colesterol elevada apresenta ainda sintomas de osteoporose. Seu médico prescreveu um tratamento e aconselhou-a a introduzir na sua alimentação normal 3 copos de 300 mL de leite por dia. Analisando a composição do leite desnatado e a do leite integral de uma das marcas disponíveis no mercado (ver tabela), responda às questões a seguir.

I. Qual elemento presente no leite pode contribuir para a prevenção da osteoporose? Qual é a quantidade em mg desse elemento, em um copo de 300 mL, no leite integral e no leite desnatado?

II. Levando em conta que o paciente está com a taxa de colesterol elevada, qual é o leite mais indicado para ele? Justifique, fazendo os cálculos matemáticos para 3 copos de 300 mL.

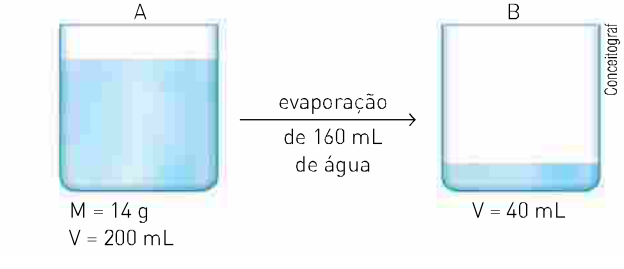
III. O leite apresenta vários componentes conforme as informações do rótulo. Nas condições em que ele é servido, após a imediata retirada da embalagem, pode ser considerado uma solução ou uma mistura heterogênea? Justifique.

IV. Um dos componentes indicados no rótulo é o cálcio. Explique se essa espécie química está na forma de elemento químico ou de íon.

Informação nutricional – Porção de 200 mL (1 copo)		**Informação nutricional – Porção de 200 mL (1 copo)**	
Leite desnatado	**Porção**	**Leite integral**	**Porção**
valor calórico	70 kcal	valor calórico	120 kcal
carboidratos	10,0 g	carboidratos	10,0 g
proteínas	6,0 g	proteínas	6,0 g
gorduras totais	2,2 g	gorduras totais	6,2 g
colesterol	0 mg	colesterol	20,0 mg
fibra alimentar	0 g	fibra alimentar	0 g
cálcio	248,0 mg	cálcio	236,0 mg
ferro	0,2 mg	ferro	0,2 mg
sódio	100,0 mg	sódio	90,0 mg

Testando seu conhecimento

1. Uma solução *A* contendo 14 g de NaCℓ dissolvidos em 200 mL de solução aquosa foi submetida a uma evaporação de 160 mL de água, originando uma solução *B*.



Determine a concentração em g/mL da solução *A* e a concentração em g/L da solução *B*.

2. Tem-se três recipientes (*A*, *B* e *C*) contendo soluções aquosas de nitrato de potássio com as características vistas ao lado.
Com base nessas informações, responda aos itens abaixo.

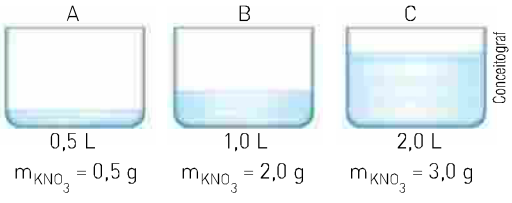
a) Em qual dos frascos a massa de soluto dissolvido é maior?

b) Calcule a concentração em g/L da solução mais diluída.

c) Calcule a concentração em g/L da solução mais concentrada.

d) Considere que as três soluções sejam misturadas em um único frasco. Qual a massa total de soluto presente nessa nova solução?

e) Calcule a concentração em g/L da solução obtida no item *d*.



3. (UFG-GO) As instruções da bula de um medicamento usado para reidratação estão resumidas no quadro ao lado.

a) Calcule a concentração de potássio, em mg/L, na solução preparada segundo as instruções da bula.

b) Quais são as substâncias do medicamento que explicam a condução elétrica da solução do medicamento? Justifique sua resposta. Dados: MM: K = 39 g/mol; Cℓ = 35,5 g/mol.

Modo de usar: dissolva o conteúdo do envelope em 500 mL de água.	
Composição: cada envelope contém	
cloreto de potássio	75 mg
citrato de sódio di-hidratado	145 mg
cloreto de sódio	175 mg
glicose	10 mg

4. (UnB-DF) Em um rótulo de leite em pó integral, lê-se:
A porcentagem em massa nos indica a quantidade em gramas de cada componente em 100 g de leite em pó.

Calcule a concentração em massa (em g/L) de proteínas em um copo de 200 mL de leite preparado.

Modo de preparar

Coloque o leite integral instantâneo sobre água quente ou fria, previamente fervida. Mexa ligeiramente e complete com água até a medida desejada.

Para 1 copo (200 mL) — 2 colheres de sopa bem cheias* (30 g).

* Considera-se que 1 colher de sopa bem cheia tenha massa igual a 15 g.

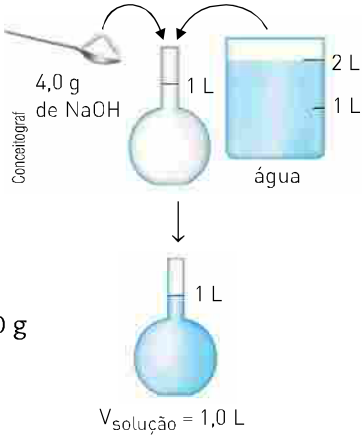
Composição média do produto em pó

gordura — 26% sais minerais — 6% proteínas — 30% água — 3% lactose — 35% lecitina — 0,2% no pó

Densidade da solução

A densidade de uma solução é a relação entre a massa da solução (*m*) e o seu volume (*V*).

Observe o preparo de uma solução representado ao lado.



- massa do soluto: $m_1 = 4{,}0$ g de NaOH
- massa da solução: m = massa do soluto + massa do solvente

$$m = m_1 + m_2$$

$$\begin{cases} m_1 = 4{,}0 \text{ g} \\ m_2 = \text{como a densidade da água nessas condições é igual a } 1{,}0 \text{ g/L, a massa do solvente é igual a } 1000 \text{ g} \end{cases}$$

$$\therefore m = 4{,}0 \text{ g} + 1000 \text{ g}$$

$$m = 1004 \text{ g}$$

Com esses valores de massa, podemos calcular a densidade da solução:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \Rightarrow d = \frac{1004 \text{ g}}{1{,}0 \text{ L}} \Rightarrow d = 1004 \text{ g/L}$$

> *Como a densidade é uma relação entre massa e volume, ela pode apresentar várias unidades, tais como: g/L; g/cm³; g/mL; kg/L; kg/m³ etc.*
>
> *No entanto, densidade* ***não é*** *forma de concentração.*

Exercícios fundamentais

Observe a fotografia que mostra um frasco contendo uma solução aquosa de ácido acético e responda às questões de **1** a **5**.

1. Qual é o soluto?
2. Qual é o solvente?
3. Indique a massa de solução presente em 1,0 mL de solução.
4. Calcule a massa de solução contida em 1 000 mL (1,0 L) de solução.
5. Considere que o volume da solução de ácido acético no frasco seja igual a 400 mL e determine a massa dessa solução.
6. Uma solução aquosa apresenta densidade igual a 1,2 g/mL. Qual a massa de cada mililitro de uma solução aquosa com densidade 1,2 g/mL? Qual a massa de 1 litro dessa solução?

Sérgio Dotta Jr./The Next

Solução aquosa de $C_2H_4O_2$.

Testando seu conhecimento

1. 420 mL de uma solução aquosa foram preparados pela adição de certa massa de NaOH a 400 mL de água. Determine a massa de soluto presente nessa solução. (Densidade da solução = 1,19 g/mL; densidade da água = 1,0 g/mL.)
2. Uma solução cuja densidade é 1 150 g/L foi preparada dissolvendo-se 160 g de NaOH em 760 cm^3 de água. Determine a massa da solução obtida e seu volume. (Densidade da água = 1,0 g/cm^3.)
3. (Unicamp-SP) Uma receita de biscoitinhos *petit-four* de laranja leva os seguintes ingredientes:

A densidade aparente da "massa" recém-preparada e antes de ser assada é de 1,10 g/cm^3. Entende-se por densidade aparente a relação entre a massa da "massa" ou do ingrediente, na "forma" em que se encontra, e o respectivo volume ocupado.

a) Qual o volume ocupado pela "massa" recém-preparada, correspondente a uma receita?

b) Como se justifica o fato de a densidade aparente da "massa" ser diferente da média ponderada das densidades aparentes dos constituintes?

Ingrediente	Quantidade (gramas)	Densidade aparente (g/cm^3)
farinha de trigo	360	0,65
carbonato ácido de amônio	6	1,5
sal	1	2,0
manteiga	100	0,85
açúcar	90	0,90
ovo	100 (2 ovos)	1,05
raspas de casca de laranja	3	0,50

Título (τ), porcentagem em massa

Observe o preparo da solução ao lado.

Note que existem 10 g de soluto em 100 g de solução.

A relação que se estabelece entre a massa do soluto e a massa da solução é denominada **título**, representado pela letra grega τ (lê-se **tau**).

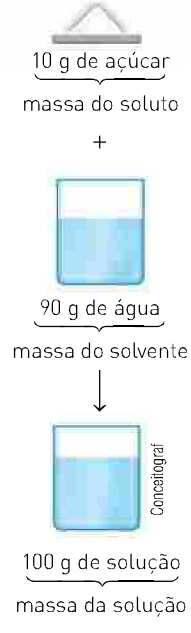
A expressão que permite calcular o título é $\tau = \dfrac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} = \dfrac{m_1}{m}$

Na massa da solução, temos que: massa do soluto = 10 g
massa da solução = 100 g

Assim, o título $\tau = \dfrac{10\ \cancel{g}}{100\ \cancel{g}} = 0{,}10$.

Em nosso exemplo, temos 10 g de soluto em 100 g de solução, o que corresponde à seguinte porcentagem: 10 para cada 100, ou seja, 10/100 ou, simplesmente, 10%, o que corresponde à **porcentagem em massa**.

O título (τ) multiplicado por 100% indica a porcentagem em massa do soluto presente na solução. Em nosso exemplo: τ · 100% = porcentagem em massa
0,1 · 100% = 10%



Conceitograf

Partes por milhão (ppm) e partes por bilhão (ppb)

Atualmente, para indicar concentrações extremamente pequenas, principalmente de poluentes do ambiente, usamos a unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**, ou ainda a unidade **partes por bilhão**, representada por **ppb**.

ppm: indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em um milhão (10^6) de gramas da solução;

ppb: indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em um bilhão (10^9) de gramas da solução.

Assim, temos:

- uma solução de 20 ppm contém 20 g de soluto em 10^6 g de solução;
- uma solução de 5 ppb contém 5 g de soluto em 10^9 g de solução.

Esses termos são frequentemente usados para soluções muito diluídas, nas quais a massa da solução é praticamente igual à massa do solvente.

Veja um exemplo prático da utilização do ppm:

De acordo com a padronização internacional, a água potável não pode conter mais do que $5{,}0 \cdot 10^{-5}$ mg de chumbo (Pb) por grama de água. Essa quantidade máxima permitida de Pb pode ser expressa em ppm da seguinte maneira:

Lembrando que:

$$\begin{cases} 1{,}0\ \text{g} \longrightarrow 1000\ \text{mg} \\ x \longrightarrow 5{,}0 \cdot 10^{-5}\ \text{mg} \\ x = 5{,}0 \cdot 10^{-8}\ \text{g de Pb} \end{cases}$$

Logo, temos:

$$\begin{cases} 5{,}0 \cdot 10^{-8}\ \text{g de Pb} \longrightarrow 1\ \text{g de água} \\ x \longrightarrow 10^6\ \text{g de água} \\ x = 5{,}0 \cdot 10^{-2}\ \text{ppm} \\ x = 0{,}05\ \text{ppm} \end{cases}$$

Fernando Favoretto/Criar Imagem

> *A partir de 1º de janeiro de 2012, a Petrobras disponibilizou o Diesel S-50 em postos de combustíveis para uso em veículos leves e pesados movidos a diesel.*
>
> *A denominação S-50 indica que esse diesel apresenta teor de enxofre máximo de 50 ppm, ou seja, 50 gramas de enxofre a cada um milhão de gramas de diesel. Entretanto, pouco depois, a Petrobras anunciou a substituição gradual de todo o Diesel S-50 por Diesel S-10 a partir de 1º de janeiro de 2013.*
>
> *Pesquise os motivos dessa substituição e compartilhe com seus colegas as informações obtidas.*

QUÍMICA E MEIO AMBIENTE

Estabelecendo padrões ambientais

Em várias cidades brasileiras foram instalados painéis eletrônicos de rua que indicam a concentração de CO no ar. O padrão aceitável é de 9 ppm, sendo que em São Paulo já foram detectados valores de 13,4 ppm. Nas cidades menores, em que a frota de veículos é pequena, o teor de CO encontra-se por volta de 0,5 ppm.

Fonte: Companhia de Tecnologia e Saneamento Ambiental (Cetesb–SP).

Atualmente, a preocupação com o ar "limpo", com a pureza da água potável e com a contaminação do solo está direcionada em se determinar quantidades extremamente pequenas (traços) de compostos potencialmente perigosos, como o benzeno. Estudos indicam que, a partir de determinada concentração, esse produto pode causar leucemia em animais de laboratório e, consequentemente, em seres humanos.

Em vista disso, estabeleceu-se que a concentração permitida de benzeno no ar respirado pelos trabalhadores em indústrias que utilizam esse produto é de 10 ppm.

À medida que a tecnologia avança, aprimora-se também a capacidade de se determinarem traços de algumas substâncias. O aperfeiçoamento das técnicas analíticas trouxe uma série de novas questões para as quais ainda não há respostas.

Quando detectamos a presença de uma substância em ppb (partes por bilhão) ou ppt (partes por trilhão), não sabemos se essa substância pode ser considerada um novo exemplo de contaminação ou se ela já fazia parte do meio ambiente em níveis que não conseguíamos determinar. Fica a pergunta: qual a relação entre a quantidade em que uma substância pode ser determinada e a quantidade em que se torna perigosa para a saúde e o meio ambiente?

Adriano Vizoni/Folhapress, COTIDIANO

Poluição atmosférica em São Paulo (SP), 2012.

Fonte: Hill, John W. et al. *Chemistry and life*. 5. ed. New Jersey: Prentice Hall, 1999. [Trad. do autor.]

Para ir além

1. Pesquise, na internet, na prefeitura ou em uma biblioteca, qual foi o ano com maiores níveis de poluição desta última década em sua cidade.
2. Faça uma pesquisa para saber quais os órgãos governamentais que estabelecem os padrões aceitáveis de poluentes na água e no ar. Quais são esses padrões?
3. Qual das alternativas abaixo apresenta a melhor explicação para o aumento do índice de doenças respiratórias no inverno?
   a) A chuva tende a molhar as partículas (poeiras), tornando-as mais pesadas e fazendo com que caiam no solo, diminuindo a concentração dessas impurezas no ar. Como no inverno o tempo é mais seco, aumenta a concentração dessas partículas no ar, ocasionando mais doenças respiratórias.
   b) O ar mais próximo do chão tende a subir para regiões de menor pressão, carregando consigo partículas sólidas, como a poeira. A chuva é um fator atenuante da poluição, porque a precipitação molha a massa de ar, fazendo com que ela suba mais depressa.
   c) No inverno, as pessoas ficam doentes com mais frequência por tomarem correntes de ar frio e se alimentarem menos.
   d) O ar quente e com partículas sólidas acumuladas junto ao solo tende a subir, fazendo com que aumente o índice pluviométrico. Esse aumento das chuvas torna as pessoas mais susceptíveis a doenças respiratórias.
   e) No inverno, como o ar é mais frio, ele solubiliza menos vapor-d'água. Esse vapor aprisionado na atmosfera comporta-se como uma estufa, aprisionando um número maior de vírus e bactérias.
4. Justifique se uma cidade que tem, em um dia de calor intenso, 0,09 L de CO dissolvidos em cada m^3 de ar está dentro do padrão aceitável de poluição.

Título em volume e porcentagem em volume

Em soluções nas quais tanto o soluto como o solvente são líquidos, podemos estabelecer uma relação entre o volume do soluto e o volume da solução, denominada **título em volume** (τ_V):

$$\tau_V = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}} = \frac{V_1}{V} \Rightarrow \tau_V = \frac{V_1}{V}$$

Tomemos como exemplo uma solução aquosa de álcool etílico, usada como antisséptico e desinfetante, preparada pela adição de 70 mL de álcool puro à água suficiente para completar um volume de 100 mL de solução. Assim, temos:

$$\tau_V = \frac{70\ \text{mL}}{100\ \text{mL}} = 0{,}7$$

Logo, podemos perceber que existem 70 mL de álcool em 100 mL de solução, o que corresponde a uma porcentagem em volume de 70%. Temos que:

$$\tau_V \cdot 100\% = \text{porcentagem em volume}$$

No exemplo citado: $0{,}7 \cdot 100\% = 70\%$ em volume

> *No Brasil, para indicar a quantidade de etanol nas soluções alcoólicas comercializadas, também costuma-se usar a unidade % P (porcentagem de álcool em massa ou grau alcoólico INPM).*

> *No Brasil, a gasolina pode conter até 25% em volume de álcool anidro, ou seja, uma amostra de 100 mL da mistura deve registrar até 25 mL de álcool anidro (dados de 1º de maio de 2013).*

Exercícios fundamentais

Observe a fotografia e responda às questões de **1** a **6**.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Recorte de rótulo de embalagem de soro fisiológico.

1. Escreva em seu caderno a fórmula do soluto.
2. Escreva em seu caderno a fórmula do solvente.
3. Determine o título em massa desse soro fisiológico.
4. Qual é a massa de soluto existente em 100 g de solução?
5. Qual é a massa de solvente existente em 100 g de solução?
6. Determine as massas de soluto e solvente existentes em 500 g de solução.
7. Na análise de determinado leite em pó, verificou-se a existência de 3,2 ppm de chumbo. Determine a massa em gramas de chumbo que há em 1,0 kg desse leite.
8. Segundo o *US Public Health Service* (Serviço de Saúde Pública dos Estados Unidos), a água potável deve ter, no máximo, 0,05% de sais dissolvidos. Transforme essa porcentagem em massa em ppm.
9. Considere que o ar contém 1,0% em volume do gás nobre argônio. Transforme essa porcentagem em volume em ppm.

Testando seu conhecimento

1. Com base no rótulo do frasco ao lado, responda:
   a) Qual é a massa de ácido nítrico (HNO_3) existente em 100 g da solução?
   b) Qual é a massa de água existente em 100 g da solução?
   c) Determine as massas de água e ácido nítrico presentes em 500 g dessa solução.
   d) Qual é o título dessa solução?
2. Calcule a massa, em gramas, do solvente contido em uma bisnaga de lidocaína a 2% e massa total 250 g.

Conceitograf

Rita Barreto

Pomadas à base de lidocaína são utilizadas como anestésico local. Nunca faça uso de medicamentos sem consultar um médico.

3. O chumbo é um metal tóxico que pode afetar o sistema nervoso central. Uma amostra de água contaminada por chumbo contém 0,0011% em massa de chumbo. Determine o volume em mL dessa água que contém 115 mg de Pb^{2+}. Considere que a densidade da solução é de 1,0 g/mL.

4. (UFF-RJ) Dissolveram-se 4,6 g de NaCℓ em 500 g de água "pura", fervida e isenta de bactérias. A solução resultante foi usada como soro fisiológico na assepsia de lentes de contato. Indique a opção que apresenta o valor aproximado da percentagem, em peso, de NaCℓ existente nessa solução.

a) 0,16% **b)** 0,32% **c)** 0,46% **d)** 0,91% **e)** 2,30%

5. (UFSCar-SP — adaptado) O flúor tem um papel importante na prevenção e no controle da cárie dentária. Estudos demonstram que, após a fluoretação da água, os índices de cáries nas populações têm diminuído. O flúor também é adicionado a produtos e materiais odontológicos. Suponha que o teor de flúor em determinada água de consumo seja 0,9 ppm (partes por milhão) em massa. Considere a densidade da água 1 g/mL e, com base no texto, responda:

I. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 10^6 g dessa água?
II. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 1 000 g dessa água?
III. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 1,0 L dessa água?
IV. Se você ingerir 2,0 L dessa água por dia, qual será a massa em gramas de flúor ingerida após 30 dias?

6. (Uerj) Certos medicamentos são preparados por meio de uma série de diluições. Assim, utilizando-se uma quantidade de água muito grande, os medicamentos obtidos apresentam concentrações muito pequenas. A unidade mais adequada para medir tais concentrações é denominada ppm: 1 ppm corresponde a 1 parte de soluto em 1 milhão de partes de solução.

Considere um medicamento preparado com a mistura de 1 g de um extrato vegetal e 100 kg de água pura.

A concentração aproximada desse extrato vegetal no medicamento, em ppm, está indicada na seguinte alternativa:

a) 0,01 **b)** 0,10 **c)** 1,00 **d)** 10,00

7. (Puccamp-SP) A dispersão dos gases SO_2, NO_2, O_3, CO e outros poluentes do ar fica prejudicada quando ocorre a inversão térmica. Considere que numa dessas ocasiões a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3$ m^3 do ar?

a) 100 **b)** 10,0 **c)** 1,00 **d)** 0,10 **e)** 0,010

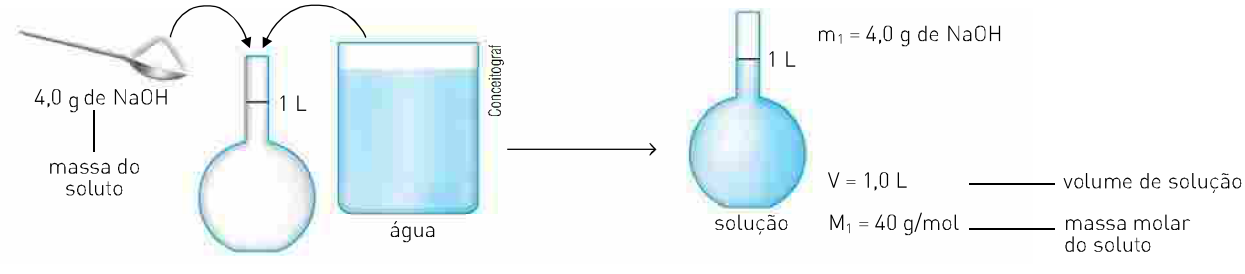
8. (FGV-SP) Dizer que uma solução desinfetante "apresenta 1,5% de cloro ativo" é equivalente a dizer que a concentração de cloro ativo nessa solução é:

a) $1,5 \cdot 10^6$ ppm **c)** 150 ppm **e)** 15 000 ppm
b) $1,5 \cdot 10^{-2}$ ppm **d)** 1,5 ppm

Concentração em quantidade de matéria/L ou concentração em mol/L

Observe o preparo da solução a seguir:

Note que foram utilizados 4,0 g de NaOH e que a massa molar do NaOH é igual a 40 g/mol. Logo, temos:

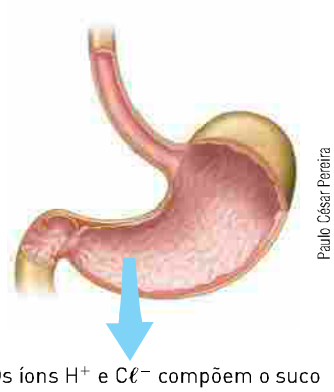


1 mol de NaOH ——— 40 g
x ——— 4,0 g
x = 0,1 mol de NaOH

Assim, em nossa solução existe 0,1 mol de NaOH em 1,0 L de solução, isto é, 0,1 mol/L.

Esse valor corresponde à concentração em quantidade de matéria ou mol/L da solução e indica o número de mol do soluto por litro da solução. Essa concentração é normalmente representada pela letra $\mathcal{m}$.

> *Antigamente, a concentração em mol/L era denominada* ***molaridade*** *ou ainda* ***concentração molar*** *e era representada por* ***M****. Assim: 0,1 mol/L era representada por 0,1 M ou 0,1 molar.*



Paulo César Pereira

Os íons H^+ e $C\ell^-$ compõem o suco gástrico. Representação em corte de estômago para visualização do seu interior. Cores-fantasia.

A expressão para calcular a concentração em mol/L ($\mathcal{M}$) é:

$$\mathcal{M} = \frac{\text{número de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \quad \text{ou} \quad \mathcal{M} = \frac{n_1}{V(L)}$$

Aplicando essa fórmula ao nosso exemplo, temos:

$$\mathcal{M} = \frac{0{,}1 \text{ mol de NaOH}}{1{,}0 \text{ L}} = 0{,}1 \text{ mol/L}$$

Vejamos outro exemplo. Em cada 100 mL (0,10 L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão, existe 0,0010 mol de $HC\ell$, e a concentração dessa solução em mol/L pode ser determinada da seguinte maneira:

$$\begin{cases} 0{,}10 \text{ L} \_\_\_\_\_ 0{,}0010 \text{ mol de } HC\ell \\ 1{,}0 \text{ L} \_\_\_\_\_ x \end{cases}$$

$$x = 0{,}010 \text{ mol de } HC\ell/\text{L}$$

Ou, ainda, aplicando a fórmula:

$$\mathcal{M} = \frac{0{,}0010 \text{ mol de } HC\ell}{0{,}10 \text{ L}} = 0{,}010 \text{ mol/L}$$

Concentração em mol/L dos íons

Algumas substâncias originam íons quando dissolvidas em água.

Se conhecermos as fórmulas das substâncias dissolvidas em água e a concentração em mol/L de suas soluções, teremos condições de determinar as concentrações em mol/L dos íons presentes nessas soluções. Veja, a seguir, alguns exemplos.

- **1º exemplo**

  Determinação das concentrações em mol/L dos íons H^+ e $C\ell^-$ em uma solução aquosa 0,1 mol/L de $HC\ell$. Considerando que o $HC\ell$ se ioniza totalmente, segundo a equação:

$$\underset{1 \text{ mol}}{1\ HC\ell\,(aq)} \longrightarrow \underset{1 \text{ mol}}{1\ H^+\,(aq)} + \underset{1 \text{ mol}}{1\ C\ell^-\,(aq)}$$

podemos perceber que 1 mol de $HC\ell$ origina 1 mol de H^+ e 1 mol de $C\ell^-$; assim, o número de mol de H^+ e $C\ell^-$ é igual ao número de mol de $HC\ell$ com que foi preparada a solução.

Como a solução é 0,01 mol/L de $HC\ell$, em 1 litro dela foi dissolvido 0,01 mol de $HC\ell$, que originou 0,01 mol de H^+ e 0,01 mol de $C\ell^-$. Portanto, as concentrações dos íons H^+ e $C\ell^-$ são iguais a 0,01 mol/L.

Esquematicamente, temos:

	$1\ HC\ell\ (aq)$	$\longrightarrow$	$1\ H^+\,(aq)$	$+$	$1\ C\ell^-\,(aq)$
proporção	1 mol		1 mol		1 mol
solução	0,01 mol/L		0,01 mol/L		0,01 mol/L

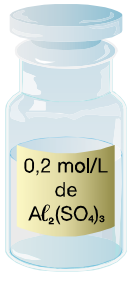
A concentração em mol/L dos íons presentes na solução é proporcional ao número de mol de cada íon, ou seja, é proporcional aos seus respectivos coeficientes na equação de ionização ou de dissociação.

- **2º exemplo**

  Determinação das concentrações em mol/L dos íons $A\ell^{3+}$ e SO_4^{2-} em uma solução aquosa 0,2 mol/L de $A\ell_2(SO_4)_3$.

	$A\ell_2(SO_4)_3\,(aq)$	$\longrightarrow$	$2\ A\ell^{3+}\,(aq)$	$+$	$3\ SO_4^{2-}\,(aq)$
proporção	1 mol		2 mol		3 mol
solução	0,2 mol/L		0,4 mol/L		0,6 mol/L

$[A\ell_2(SO_4)_3] = 0{,}2$ mol/L $\quad [A\ell]^{3+} = 0{,}4$ mol/L $\quad [SO_4]^{2-} = 0{,}6$ mol/L

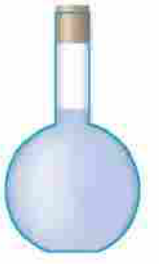
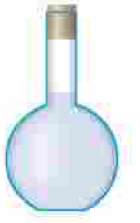


Luiz Fernando Rubio

Exercícios fundamentais

1. Prepararam-se quatro soluções conforme a ilustração:

Conceitograf

1 mol de soluto em 1 L de solução	1 mol de soluto em 500 cm³ de solução	2 mol de soluto em 250 cm³ de solução	0,3 mol de soluto em 250 cm³ de solução
			
Concentração *a* mol/L	Concentração *b* mol/L	Concentração *c* mol/L	Concentração *d* mol/L

Determine os valores de *a*, *b*, *c* e *d*.

2. Foram adicionados 3,42 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ em água, originando uma solução de 500 mL.
(Massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16.)
Com base nessas informações, responda:

I. Qual é o valor da massa do soluto?
II. Qual é o valor da massa molar do soluto?
III. Qual é o volume da solução em litros?
IV. Qual é o valor da concentração da solução em mol/L?

3. Determine a massa em gramas de KOH necessária para preparar 2,0 L de solução 0,25 mol/L.
(Massa molar do KOH = 56 g/mol.)

4. Uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,01 mol/L contém 9,8 g de H_2SO_4. Determine o volume em litros dessa solução. (Massa molar do H_2SO_4 = 98 g/mol.)

5. Calcule a concentração em mol/L dos íons Ca^{2+} e $C\ell^-$ em uma solução 0,02 mol/L de $CaC\ell_2$:

Proporção	1 mol	1 mol	2 mol
Solução 0,02 mol/L	0,02 mol	x	y

$$CaC\ell_2\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ C\ell^-\ (aq)$$

6. Determine a concentração em mol/L dos íons Fe^{3+} e SO_4^{2-} presentes em uma solução aquosa 0,01 mol/L de $Fe_2(SO_4)_3$:

$$Fe_2(SO_4)_3\ (aq) \longrightarrow 2\ Fe^{3+}\ (aq) + 3\ SO_4^{2-}\ (aq)$$

Testando seu conhecimento

1. Soluções aquosas de permanganato de potássio ($KMnO_4$) foram usadas durante muito tempo como germicida no tratamento de feridas cutâneas infeccionadas. Essas soluções eram comercializadas em frascos contendo 0,316 g do sal dissolvidos em 500 mL de solução.

A respeito dessas soluções aquosas, responda aos itens.

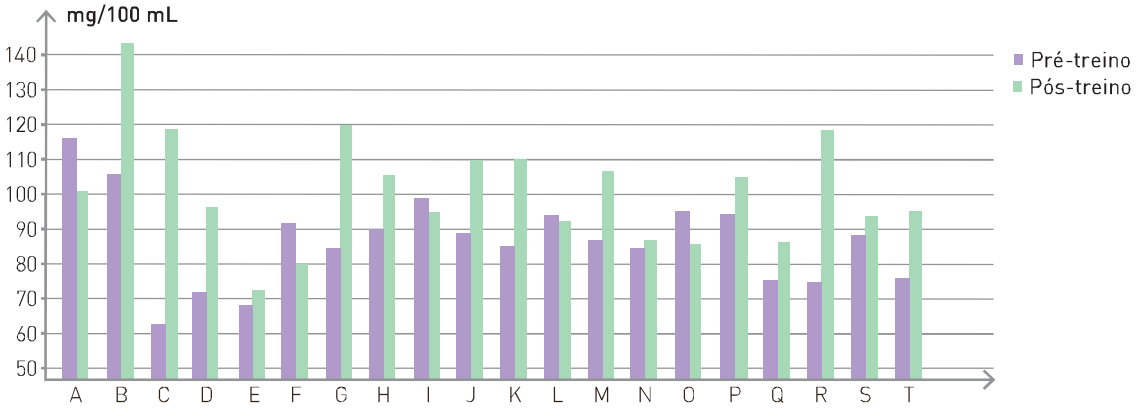
a) Qual a sua concentração em mg/mL?
b) Qual a sua concentração em g/L?
c) Qual a sua concentração em mol/L?

Dado: massa molar do $KMnO_4$: 158 g · mol^{-1}.

Com base nas informações abaixo, responda às questões de **2** a **4**.

Em um estudo, foram avaliados 20 adolescentes do sexo masculino, de uma equipe de futebol da cidade de São Paulo, com idades entre 13 e 14 anos. Os alunos foram submetidos a dois testes de glicemia. Os resultados obtidos demonstraram que os atletas se alimentam corretamente no período pré-treino.

Gráfico comparativo da glicemia pré e pós-treino



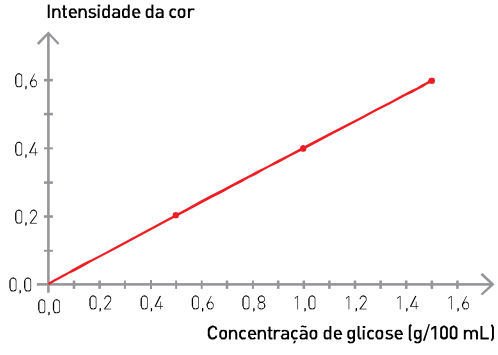
Fonte: Polito, Luis Felipe Tubagi et al. *Taxa glicêmica em adolescentes no período pré e pós-treino*. Disponível em: <http://www.efdeportes.com/efd128/taxa-glicemica-em-adolescentes-no-periodo-pre-e-pos-treino.htm>. Acesso em: 5 dez. 2012.

2. Qual dos jovens, identificados pelas letras *A*, *B*, *C*..., apresenta a maior concentração de glicose no pré-treino e qual é o valor aproximado dessa concentração em mg/100 mL?

3. Qual dos jovens apresenta a maior concentração de glicose no pós-treino e qual é o valor aproximado dessa concentração em mg/100 mL?

4. Calcule a concentração da glicose em mol/L do jovem F no pré-treino.
Dado: massa molar da glicose = 180 g/mol.

5. A glicose é um monossacarídeo que pode ser encontrado no sangue e na urina. Os valores de sua concentração são utilizados para diagnóstico de inúmeras doenças. Um dos métodos para a determinação desses valores é o método colorimétrico. O gráfico ao lado apresenta concentrações de glicose na urina variando de acordo com a intensidade de sua cor.
Dado: massa molar da glicose ($C_6H_{12}O_6$): 180 g · mol^{-1}.
Calcule a concentração aproximada em mol/L quando a intensidade da cor for igual a 0,2.



6. (Uerj) Para evitar a proliferação do mosquito causador da dengue, recomenda-se colocar, nos pratos das plantas, uma pequena quantidade de água sanitária de uso doméstico. Esse produto consiste em uma solução aquosa diluída de hipoclorito de sódio, cuja concentração adequada, para essa finalidade, é igual a 0,1 mol/L.
Para o preparo de 500 mL da solução a ser colocada nos pratos, a massa de hipoclorito de sódio necessária é, em gramas, aproximadamente igual a: (NaCℓO = 74,5 g/mol)

a) 3,7 **b)** 4,5 **c)** 5,3 **d)** 6,1

7. (Udesc — adaptado) Os seres humanos necessitam ingerir uma quantidade pequena de íons necessários para um bom funcionamento do organismo. O fornecimento desses íons ocorre através da ingestão de sais adequados. Alguns exemplos desses sais e suas funções biológicas no corpo humano são mostrados na tabela a seguir.

Nome	Aplicação
carbonato de lítio	antidepressivo
iodeto de potássio	fonte de iodo para a tiroide
sulfato de ferro (II)	fonte de ferro para anêmicos
sulfato de magnésio	laxante

I. Escreva em seu caderno a fórmula molecular do sulfato de ferro (II) e do carbonato de lítio.
II. Indique qual é a massa de sulfato de magnésio necessária para preparar uma solução de concentração 0,6 mol/L.
Dado: $MgSO_4$ = 120 g/mol

8. (UFSM-RS) Tem-se uma série de soluções de $FeC\ell_3 \cdot 6\,H_2O$ cuja massa molar é igual a 270 g/mol. Sabendo que em 100 mL, 200 mL, 300 mL e 400 mL de água estão contidos, respectivamente, 2,7 g, 5,4 g, 8,1 g e 10,8 g desse sal, a molaridade das substâncias obtidas é, respectivamente:

a) 1; 2; 3; 4.
b) 0,1; 0,1; 0,1; 0,1.
c) 2,7; 5,4; 8,1; 10,8.
d) 0,1; 0,2; 0,3; 0,4.
e) 0,27; 0,54; 0,81; 1,08.

9. (Ufscar-SP) Soro fisiológico contém 0,900 gramas de $NaC\ell$, massa molar = 58,5 g/mol, em 100 mL de solução aquosa. A concentração do soro fisiológico, expressa em mol/L, é igual a:

a) 0,009
b) 0,015
c) 0,100
d) 0,154
e) 0,900

10. (Udesc) A água consegue dissolver um grande número de substâncias; por isso, ela tende a se contaminar com muita facilidade. Os pesticidas são um grupo de compostos responsáveis pela contaminação das águas; entre eles encontra-se o cloro etanamida ($CH_2C\ell CONHCH_3$), um herbicida responsável por destruir ervas daninhas.

Se 1,0 kg desse herbicida for acidentalmente jogado dentro de um pequeno lago de 100 m^3, calcule:

a) a concentração comum de cloro etanamida nesse lago;
b) a molaridade ou concentração molar do herbicida.

11. (Unimontes-MG) A água é classificada como dura quando contém íons cálcio e/ou magnésio (massas atômicas: Mg = 24; Ca = 40), que formam sais insolúveis com os ânions dos sabões, impedindo a formação de espumas. Em termos químicos, o índice de dureza em mol/L é definido como a soma das concentrações desses íons. Uma amostra de 500 mL de água contendo 0,0040 g de íon cálcio e 0,0012 g de íon magnésio apresenta um índice de dureza igual a:

a) 0,0002 **b)** 0,0001 **c)** 0,0003 **d)** 0,0004

12. (PUC-RJ) É possível conhecer a concentração de uma espécie iônica em solução aquosa, a partir do conhecimento da concentração de soluto e se o soluto dissolvido dissocia-se ou ioniza-se por completo.

Uma solução de sulfato de sódio, Na_2SO_4, possui concentração em quantidade de matéria igual a 0,3 mol $\cdot$ L^{-1}. Nessa solução, a concentração, em quantidade de matéria, da espécie Na^+ é:

a) 0,2 mol $\cdot$ L^{-1}
b) 0,3 mol $\cdot$ L^{-1}
c) 0,6 mol $\cdot$ L^{-1}
d) 0,8 mol $\cdot$ L^{-1}
e) 0,9 mol $\cdot$ L^{-1}

13. (Vunesp-SP) Uma solução foi preparada com 17,5 g de sulfato de potássio (K_2SO_4) e água suficiente para obter 500 mL de solução. Determine a concentração em mol $\cdot$ L^{-1} dos íons potássio e dos íons sulfato na solução.
Massas molares em g $\cdot$ mol^{-1}:
K = 39, S = 32, O = 16.

Relações entre concentração comum, título, densidade e concentração molar

$$\left.\begin{array}{l} C = \dfrac{m_1}{V\,(L)}\,(g) \\ \tau = \dfrac{m_1}{m} \end{array}\right\rangle \underbrace{m_1}_{g} = \underbrace{C \cdot V}_{\frac{g}{L} \cdot L} = \tau \cdot \underbrace{m}_{g}$$

$$\left.\begin{array}{l} C = \dfrac{m_1}{V\,(L)} \\ \tau = \dfrac{m_1}{m} \end{array}\right\rangle m_1 = C \cdot V = \tau \cdot m$$

$$C = \tau \cdot \frac{m}{V} \qquad C = \tau \cdot d$$

$$\mathcal{M} = \frac{m}{M_1 \cdot V} \Rightarrow \mathcal{M} \cdot M_1 = C$$

Assim, temos: $C = \tau \cdot d = \mathcal{M} \cdot M_1$

Exercício resolvido

(Unifesp-SP) O ácido nítrico é um dos ácidos mais utilizados na indústria e em laboratórios químicos. É comercializado em diferentes concentrações e volumes, como frascos de 1 litro de solução aquosa, que contêm 60% em massa de HNO_3 (massa molar 63 g/mol). Por se tratar de ácido forte, encontra-se totalmente na forma ionizada quando em solução aquosa diluída. É um líquido incolor, mas adquire coloração castanha quando exposto à luz, devido à reação de fotodecomposição. Nessa reação, o ácido nítrico decompõe-se em dióxido de nitrogênio, gás oxigênio e água.

Escreva as equações químicas, devidamente balanceadas, da reação de fotodecomposição do ácido nítrico e da ionização do ácido nítrico em meio aquoso.

A 20 °C, a solução aquosa de ácido nítrico descrita apresenta concentração 13,0 mol/L. Qual é a densidade dessa solução nessa mesma temperatura? Apresente os cálculos efetuados.

Solução

A decomposição do ácido nítrico origina dióxido de nitrogênio, gás oxigênio e água. A equação balanceada que representa a reação é:

$$4\,HNO_3 \longrightarrow 4\,NO_2 + O_2 + 2\,H_2O$$

A sua ionização pode ser representada simplificadamente por:

$$HNO_3 \xrightleftharpoons{\text{água}} H^+ + NO_3^-$$

ou mais detalhadamente por:

$$HNO_3\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftarrows H_3O^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$$

Esse item pode ser resolvido de duas maneiras:

1ª maneira: Inicialmente, escreveremos os dados.
Volume da solução: 1 L
60% em massa de $HNO_3 \Rightarrow \tau = 0{,}6$
Massa molar = 63 g · mol^{-1}
M = 13,0 mol/L
d = ?
A densidade da solução é a razão entre a massa da solução pelo volume da solução:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}}$$

Vamos trabalhar com **1,0 L de solução** e, a partir disso, determinar a massa da solução.

Sabemos que a concentração em mol/L:

1,0 L de solução ——— 13 mol de HNO_3

1,0 L de solução ——— $13\ mol\left(\frac{63\ g}{mol}\right)$

1,0 L de solução —— 819 g de HNO_3

A porcentagem em massa de HNO_3 é 60%

60% —— 819 g

100% —— x

Massa da solução x = 1365 g

Assim, a densidade da solução será 1365 g/L.

2ª maneira:

Utilizando as fórmulas:

$$d \cdot \tau = \mathcal{M} \cdot M_1$$

$$d \cdot 0{,}6 = 13 \cdot \frac{\cancel{mol}}{L} \cdot 63\,\frac{g}{\cancel{mol}}$$

$$d = \frac{819}{0{,}6}\ g/L$$

$$d = 1365\ g/L$$

Exercícios fundamentais

Observe as informações contidas no frasco abaixo e responda às questões de **1** a **4**.

Conceitograf

1. Qual é a massa de HCℓ em 100 g de solução?
2. Qual é a massa de 1,0 L de solução?
3. Qual é o valor do título dessa solução?
4. Determine a concentração em g/L dessa solução.
5. Determine o título de uma solução aquosa de H_2SO_4 de concentração 500 g/L e densidade igual a 1250 g/L.
6. Uma solução aquosa 1,5 mol/L de ácido acético apresenta qual concentração em g/L? (Massa molar do ácido acético = 60 g/mol.)
7. (UEM-PR) Qual é a molaridade de uma solução aquosa de hidróxido de sódio que apresenta C = 80 g/L? (H = 1; Na = 23; O = 16.)
8. (PUC-MG) Uma solução aquosa de $CuBr_2$ (M = 224 g/mol) tem concentração igual a 22,4 g/L e densidade praticamente igual a 1 g/mL. A concentração mol/L dessa solução é igual a, aproximadamente:

a) 0,10 **b)** 0,16 **c)** 0,22 **d)** 1,00 **e)** 2,26

Testando seu conhecimento

1. (Fuvest-SP) Uma dada solução aquosa de hidróxido de sódio contém 24% em massa de NaOH. Sendo a densidade da solução 1,25 g/mL, sua concentração, em g/L, será aproximadamente igual a:

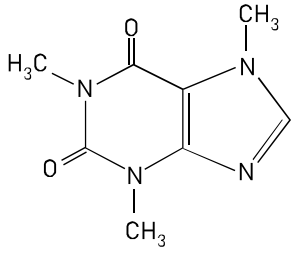
a) 300 **b)** 240 **c)** 125 **d)** 80 **e)** 19

2. (UFRGS-RS) O formol é uma solução aquosa de metanal (HCHO) a 40%, em massa, e possui densidade de 0,92 g/mL. Essa solução apresenta:

a) 920 g de metanal em 1 L de água.
b) 40 g de metanal em 100 mL de água.
c) 4 g de metanal em 920 g de solução.
d) 4 g de metanal em 10 g de solução.
e) 9,2 g de metanal em 100 mL de água.

3. (UFSM-RS) Na Copa do Mundo, a FIFA submeteu os atletas a rigoroso controle de dopagem, também adotado pelo comitê dos jogos olímpicos da Austrália. Entre as várias substâncias proibidas, está, na classe dos estimulantes, a cafeína (massa molar da cafeína = 196 g/mol), caso seja detectada, na urina, em concentração superior a $12 \cdot 10^{-6}$ g/L de urina (12 µg/L). Ao lado, a fórmula estrutural da cafeína.

Essa concentração corresponde a uma solução de cafeína de, aproximadamente:



a) $6 \cdot 10^{-8}$ mol/L
b) $12 \cdot 10^{-6}$ mol/L
c) $1 \cdot 10^{-8}$ mol/L
d) $1{,}95 \cdot 10^{-8}$ mol/L
e) $1{,}95 \cdot 10^{-6}$ mol/L

4. (Ufal) A concentração de lactose no leite "longa-vida integral" é cerca de 5,0 g/100 mL. Calcule essa concentração em mol de lactose por litro de leite.

(Massa molar da lactose = 342 g/mol.)

5. (UFRGS-RS) Um aditivo para radiadores de automóveis é composto de uma solução aquosa de etilenoglicol. Sabendo que em um frasco de 500 mL dessa solução existem cerca de 5 mol de etilenoglicol ($C_2H_6O_2$), a concentração comum dessa solução, em g/L, é:

(Massas molares (g/mol): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.)

a) 0,010 **c)** 3,1 **e)** 620
b) 0,62 **d)** 310

6. (Mack-SP) No tratamento da madeira usada em cercas, dentre várias substâncias, usa-se uma solução aquosa a 25% de ácido bórico (d = 1,25 g/cm³). A concentração molar dessa solução é aproximadamente igual a:

(Massa molar do H_3BO_3 = 62 g/mol.)

a) 5,0 M **c)** 5,4 M **e)** 4,6 M
b) 3,0 M **d)** 2,0 M

7. (UFScar-SP) Para o combate à dengue, as Secretarias de Saúde orientam as pessoas para que não deixem água parada em vasos e plantas; estas devem ser regadas com solução de água sanitária contendo cerca de uma colher de sopa de água sanitária por litro de água. Um litro de água sanitária contém cerca de 0,34 mol de hipoclorito de sódio (NaCℓO). Qual é o teor percentual em massa de NaCℓO (massa molar 74,5 g/mol) na água sanitária, que tem densidade igual a 1,0 g/mL?

8. (Uerj) Algumas soluções aquosas vendidas no comércio com nomes especiais são mostradas a seguir:

Nome do produto	Fórmula do soluto predominante	% do soluto em massa	Massa molar (g/mL)
soro fisiológico	NaCℓ	0,9%	58
vinagre	$C_2H_4O_2$	5%	60
água sanitária	NaCℓO	2%	74,5
água oxigenada	H_2O_2	3%	34

Considerando que a densidade das soluções é de 1,0 g/mL e que as soluções são formadas exclusivamente pelo soluto predominante e pela água, o produto que apresenta a maior concentração em quantidade de matéria, $mol \cdot L^{-1}$, é:

a) soro. **b)** vinagre. **c)** água sanitária. **d)** água oxigenada.

QUÍMICA E SAÚDE

Água oxigenada: uma solução aquosa

A água oxigenada, normalmente comercializada em farmácias, é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio [H_2O_2 (aq)], em cujo rótulo aparecem indicações do tipo "10 volumes", "20 volumes" etc.

É uma solução líquida, incolor e transparente que pode apresentar aspecto viscoso em altas concentrações (100 volumes), sendo usada, nesse caso, em laboratórios e indústrias. Na concentração de 10 volumes, ela é utilizada como agente bactericida nos ferimentos externos e em gargarejos, por ter ação antisséptica. Em outras concentrações, também é utilizada como alvejante de tecidos, pele de animais, pelos e cabelos.

Dentre seus muitos usos, pode-se citar ainda seu emprego:

- na indústria alimentícia, como conservante;
- na agricultura, como bactericida e fungicida de sementes;
- na restauração de pinturas a óleo, para regenerar as cores brancas que escurecem pela ação de alguns poluentes atmosféricos.

A decomposição do peróxido de hidrogênio pode ser representada pela equação:

$$H_2O_2\,(aq) \rightarrow H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)$$

Você já deve ter notado que a água oxigenada é vendida em frascos escuros ou em plásticos opacos. Isso se deve ao fato de a luz ser um dos fatores responsáveis pela sua decomposição (fotólise), na qual ocorre a liberação de gás oxigênio. Por esse motivo, as concentrações das soluções de água oxigenada são definidas em função do volume de O_2 (g) liberado (medido nas CNTP) por unidade de volume da solução.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Água oxigenada sendo aplicada em ferimento.

Dessa maneira, a água oxigenada de concentração 10 volumes libera 10 litros de O_2 (g) por litro de solução. Para obtermos 1 litro de uma solução de água oxigenada a 10 volumes, devemos dissolver uma massa (m_1) de H_2O_2 em água, que irá liberar, em sua decomposição, 10 litros de O_2, medidos nas CNTP.

A determinação da massa (m_1) é feita da seguinte maneira, conhecendo-se a massa molar do H_2O_2, que é 34 g · mol^{-1}.

$$H_2O_2 \text{ ——— } H_2O + \frac{1}{2}\,O_2$$

$$1\,\text{mol} \text{ ——— } 0{,}5\,\text{mol}$$

$$34\,\text{g} \text{ ——— } 11{,}2\,\text{L (CNTP)}$$

$$m_1 \text{ ——— } 10\,\text{L}$$

$$m_1 = \frac{34\,\text{g} \cdot 10\,\cancel{\text{L}}}{11{,}2\,\cancel{\text{L}}} \Rightarrow m_1 = 30{,}3\,\text{g de } H_2O_2$$

Assim, a massa m_1 = 30,3 g de H_2O_2 é a necessária para produzir 1,0 litro de solução de água oxigenada a 10 volumes.

Fração em quantidade de matéria ou fração molar (*x*)

Fração molar é a relação entre a quantidade de matéria em número de mol dos componentes de uma solução; portanto, pode ser definida tanto para o soluto quanto para o solvente.

> *O número de mol da solução (n) é a soma do número de mol do soluto (n_1) com o número de mol do solvente (n_2):*
>
> $$n = n_1 + n_2$$

O cálculo das frações em mol é feito relacionando-se o número de mol do soluto (n_1) ou o número de mol do solvente (n_2) com o número de mol da solução (n).

Assim, temos:

Fração em mol do soluto (x_1)

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{n_1}{n}$$

Fração em mol do solvente (x_2)

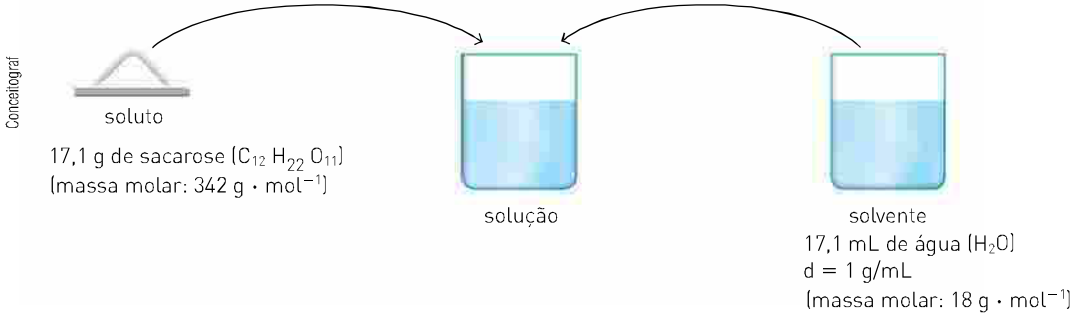
$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_2}{n}$$

Observe um fato interessante:

$$x_1 + x_2 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} + \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_1 + n_2}{n_1 + n_2} = 1$$

Ou seja, a soma das frações em mol dos componentes de uma solução sempre será igual a 1.

Tome-se, como exemplo, a solução a seguir.



Para determinar as frações molares do soluto e do solvente, devemos inicialmente calcular seus respectivos números de mol:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{17{,}1 \cdot \cancel{g}}{342\ \cancel{g} \cdot mol^{-1}} = 0{,}05\ mol \qquad n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{17{,}1 \cdot \cancel{g}}{18\ \cancel{g} \cdot mol^{-1}} = 0{,}95\ mol$$

Assim, as frações molares podem ser calculadas pelas expressões:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0{,}05}{0{,}05 + 0{,}95} = 0{,}05 \qquad x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{0{,}95}{0{,}05 + 0{,}95} = 0{,}95$$

Observe que x_2 poderia ter sido determinado de outra maneira, pois também era conhecido o valor de $x_1 = 0{,}05$ e que:

$$x_1 + x_2 = 1$$

$$0{,}05 + x_2 = 1 \Rightarrow x_2 = 0{,}95$$

Uma relação que podemos estabelecer nesse exemplo é que:

$$x_{soluto} \Rightarrow x_1 = 0{,}05 \Rightarrow 5\%\ \text{em mol do soluto}$$

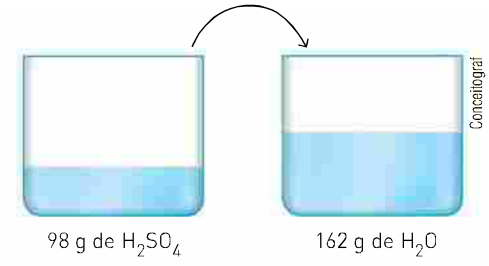
$$x_{solvente} \Rightarrow x_2 = 0{,}95 \Rightarrow 95\%\ \text{em mol do solvente}$$

Assim, no número total de mol dessa solução existem 5% de mol do soluto e 95% de mol do solvente.

Exercícios fundamentais

1. Observe a ilustração e responda aos itens seguintes:
(Massas atômicas: H = 1; O = 16; S = 32.)

I. Qual é o valor da massa do soluto?
II. Qual é o valor da massa molar do soluto?
III. Qual é o valor da massa do solvente?
IV. Qual é o valor da massa molar do solvente?
V. Determine a quantidade de matéria (número de mol) do soluto.
VI. Determine a quantidade de matéria (número de mol) do solvente.
VII. Determine a fração em mol do soluto.
VIII. Determine a fração em mol do solvente.



2. Uma solução foi preparada dissolvendo-se 72 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 172,8 g de água. Determine as frações molares do soluto e do solvente.
(Massas molares: $C_6H_{12}O_6 = 180\ g \cdot mol^{-1}$; $H_2O = 18\ g \cdot mol^{-1}$.)

Testando seu conhecimento

1. (FURRN) Uma solução preparada tomando-se 1 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) e 99 mol de água (H_2O) apresenta frações molares de soluto e solvente, respectivamente, iguais a:
a) 0,18 e 0,82. **b)** 0,82 e 0,18. **c)** 0,90 e 0,10. **d)** 0,10 e 0,90. **e)** 0,01 e 0,99.

2. Uma solução aquosa de NaOH apresenta a fração em mol do soluto igual a 0,3. Determine o número de mol da água, sabendo-se que o número de mol do NaOH é 0,3 mol.

3. (UFF-RJ) Uma solução contém 18,0 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$), 24,0 g de ácido acético ($C_2H_4O_2$) e 81,0 g de água (H_2O). Qual a fração molar de ácido acético na solução? (Massas molares: $H_2O = 18\ g \cdot mol^{-1}$; $C_6H_{12}O_6 = 180\ g \cdot mol^{-1}$; $C_2H_4O_2 = 60\ g \cdot mol^{-1}$.)

4. A fração molar do KOH em uma solução aquosa é igual a 0,05. Se o número total de mol da solução é igual a 10, determine a massa do KOH e de H_2O presentes nessa solução. (Massas molares: $KOH = 56\ g \cdot mol^{-1}$; $H_2O = 18\ g \cdot mol^{-1}$.)

5. (Uece) Determine a concentração em quantidade de matéria (molaridade) e a fração em quantidade de matéria (fração molar) do soluto em uma solução de hidróxido de sódio cujo título é 40% e cuja densidade é 1 800 g/L.
Dado: massa molar do NaOH = $40\ g \cdot mol^{-1}$.

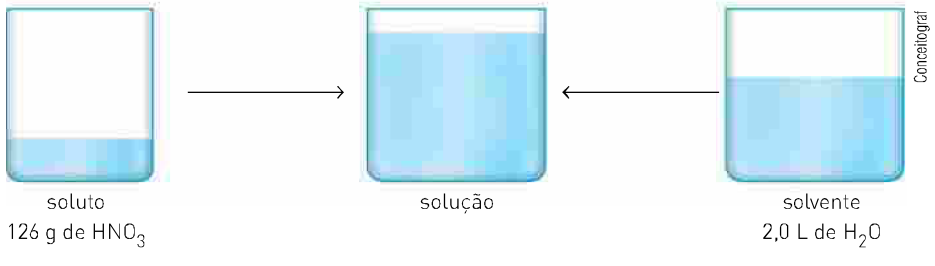
Molalidade (*W*)

Essa outra maneira de indicar a concentração de uma solução relaciona a quantidade de matéria do soluto (n_1) dissolvida em 1 kg do solvente.

Assim, temos:

$$W = \frac{n_1}{m_2} \quad \frac{mol}{kg}$$

Veja o exemplo de uma solução de ácido nítrico (HNO_3), cuja massa molar é 63 g/mol, e água (densidade = 1,0 g/mL):



Para determinarmos a molalidade da solução, devemos calcular inicialmente o número de mol do soluto (n_1):

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{126\ \cancel{g}}{63\ \cancel{g} \cdot mol^{-1}} = 2\ mol$$

E, a seguir, precisamos determinar a massa do solvente (m_2) em quilogramas (kg):

1 mL de água ——— 1 g de água
2 L = 2000 mL de água ——— x
x = 2000 g de água = 2 kg de água

Assim, essa solução é formada por 2 mol de soluto dissolvidos em 2 kg de solvente; portanto, contém 1 mol do soluto para 1 kg do solvente. Sendo assim, a solução é considerada 1 molal. Na expressão, temos:

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{2\ mol}{2\ kg} = 1\ \frac{mol}{kg} = 1\ molal$$

A molalidade é muito útil quando trabalhamos com soluções cuja temperatura pode variar, pois, para calculá-la, não utilizamos medidas de volume que variam com a temperatura. Concentrações expressas em **molalidade**, **fração em mol**, **porcentagem em massa** e **título** são independentes da temperatura.

Um fato experimental que convém ser ressaltado é que, nas **soluções aquosas diluídas** que contêm quantidade igual ou inferior a 0,1 mol de soluto por 1 litro de água, as concentrações expressas em mol/L ($\mathcal{M}$) e **molalidade** (W) são aproximadamente **iguais numericamente**.

Assim, uma solução aquosa 0,1 molal pode ser considerada 0,1 mol/L. Isso se deve ao fato de que 1 kg de água apresenta volume de 1,0 L.

Exercícios resolvidos

1. (Ence-Uerj-Cefet-UFRJ) Para a prevenção de cáries, em substituição à aplicação local de flúor nos dentes, recomenda-se o consumo de "água fluoretada". Sabendo que a porcentagem, em massa, de fluoreto de sódio na água é de $2 \cdot 10^{-4}$%, um indivíduo que bebe 1 litro dessa água, diariamente, terá ingerido uma massa desse sal igual a: (Densidade da água fluoretada: 1,0 g/mL.)

a) $2 \cdot 10^{-3}$ g
b) $3 \cdot 10^{-3}$ g
c) $4 \cdot 10^{-3}$ g
d) $5 \cdot 10^{-3}$ g
e) $6 \cdot 10^{-3}$ g

Solução

O valor da porcentagem em massa indica que existem:

$2 \cdot 10^{-4}$ g de NaF ——— 100 g de solução

Como a densidade da solução é 1,0 g/mL, ou seja, 1 000 g/L, se um indivíduo ingerir 1 L, ele estará ingerindo 1 000 gramas dessa solução. Então:

100 g de solução ——— $2 \cdot 10^{-4}$ g de NaF
1000 g de solução ——— x

$$x = \frac{1000\ \cancel{g\ de\ solução} \cdot 2 \cdot 10^{-4}\ g\ de\ NaF}{100\ \cancel{g\ de\ solução}} \Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-3}\ g\ de\ NaF$$

Outra maneira de resolvermos essa questão é pela aplicação da fórmula de título (τ):

$$\left.\begin{array}{l}\tau \cdot 100\% = \%\text{ em massa} \\ \dfrac{m_1}{m} \cdot 100\% = \%\text{ em massa}\end{array}\right\} \text{onde: } m_1 = ?$$

$m = 1000\text{ g}$

$\%\text{ em massa} = 2 \cdot 10^{-4}\%$

$$\frac{m_1}{1000\text{ g}} \cdot 1000\% = 2 \cdot 10^{-4}\%$$

$$m_1 = \frac{2 \cdot 10^{-4}\% \cdot 1000\text{ g}}{100\%} \Rightarrow m_1 = 2 \cdot 10^{-3}\text{ g de NaF}$$

2. Um alimento contendo mais de 0,05 ppm de Pb^{2+} é impróprio para o consumo. A análise de uma amostra de morangos acusou $2 \cdot 10^{-6}\%$ em massa de Pb^{2+}.

a) A amostra de morangos deve ou não ser confiscada? Justifique por meio de cálculos.

b) Quantos mol de Pb^{2+} uma pessoa ingere ao comer 100 g desses morangos? Utilize o valor 200 g/mol para a massa molar do chumbo.

Solução

a) Como a análise da amostra acusou uma porcentagem de $2 \cdot 10^{-6}\%$ em massa de Pb^{2+}, temos:

$2 \cdot 10^{-6}\text{ g de } Pb^{2+}$ ——— 100 g da amostra

x ——— 10^6 g da amostra

$$x = \frac{2 \cdot 10^{-6}\text{ g de } Pb^{2+} \cdot 10^6\ \cancel{\text{g da amostra}}}{100\ \cancel{\text{g da amostra}}}$$

$x = 2 \cdot 10^{-2}\text{ g de } Pb^{2+} = 0{,}02\text{ ppm}$

Como esse valor é inferior ao máximo permitido, que é 0,05 ppm, a amostra não deve ser confiscada.

b) Se uma pessoa ingerir 100 g desses morangos, estará ingerindo $2 \cdot 10^{-6}$ g de Pb^{2+}, como foi visto no item *a*. Assim, o número de mol de chumbo existente nessa massa é:

$$n = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow n = \frac{2 \cdot 10^{-6}\ \cancel{\text{g}}}{200\ \cancel{\text{g}} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow 10^{-8}\text{ mol de } Pb^{2+}$$

3. Uma solução aquosa contém os seguintes íons nas concentrações indicadas:

Na^+ —— 9,20 g/L $\qquad$ $A\ell^{3+}$ —— 2,25 g/L $\qquad$ SO_4^{2-} —— x g/L

Mg^{2+} —— 3,00 g/L $\qquad$ NO_3^- —— 31,0 g/L

Sabendo que esses são os únicos íons da solução, qual é o valor de *x*?
(Na = 23; Mg = 24; Aℓ = 27; N = 14; O = 16; S = 32.)

Solução

Inicialmente, vamos calcular a concentracão em mol/L dos íons:

$$\left[Na^+\right] = \frac{9{,}20}{23} = 0{,}40\text{ mol/L}$$

$$\left[Mg^{2+}\right] = \frac{3{,}00}{24} = 0{,}125\text{ mol/L}$$

$$\left[A\ell^{3+}\right] = \frac{2{,}25}{27} = \frac{0{,}25}{3}\text{ mol/L}$$

$$\left[NO_3^-\right] = \frac{31{,}0}{62} = 0{,}50\text{ mol/L}$$

Em qualquer solução, a carga total é igual a zero, isto é, o total de mol de cargas positivas é igual ao total de mol de cargas negativas.

$[Na^+] = 1\,carga^+ = 0{,}40\,mol = 0{,}40\,mol^+$

$[Mg^{2+}] = 2\,cargas^+ = 0{,}125\,mol = 0{,}25\,mol^+$

$[A\ell^{3+}] = 3\,cargas^+ = \frac{0{,}25}{3}\,mol = 0{,}25\,mol^+$

$\Sigma = 0{,}90\,mol^+$

$[NO_3^-] = 1\,carga^- = 0{,}50\,mol = 0{,}50\,mol^-$

Logo, devem existir $0{,}40\,mol^-$.

$[SO_4^{2-}] = 2\,cargas^- = x\,mol \quad 2x = 0{,}40\,mol^-$

$x = 0{,}20\,mol$

Na solução, existe 0,20 mol/L de SO_4^{2-}.

Para determinarmos a concentração de SO_4^{2-} em g/L, vamos fazer a relação:

massa molar do $SO_4^{2-} = 96\ g \cdot mol^{-1}$

Assim,

$1\ mol\ SO_4^{2-}$ ——— $96\ g$

$0{,}2\ mol\ SO_4^{2-}$ ——— x

$x = 19{,}2\ g$ de SO_4^{2-}

Logo, a concentração em g/L será 19,2 g/L de SO_4^{2-}.

Exercícios fundamentais

1. Observe a ilustração e responda aos itens seguintes:

(Massas atômicas: Ca = 40; H = 1; O = 16.
Densidade da água = $1{,}0\ g \cdot L^{-1}$.)

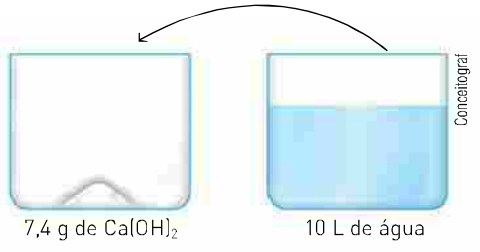
I. Qual é a massa do soluto?

II. Qual é a massa molar do soluto?

III. Qual é a massa em quilogramas do solvente?

IV. Determine o número de mol do soluto.

V. Determine a molalidade da solução.



2. Uma solução aquosa 0,2 molal de NaOH (NaOH = $40\ g \cdot mol^{-1}$) contém 5000 g de água. Determine a massa, em gramas, de NaOH presente na solução.

3. (ITA-SP) O rótulo de um frasco diz que ele contém solução 1,50 molal de $LiNO_3$ em etanol. Isso quer dizer que a solução contém:

a) 1,50 mol de $LiNO_3$/quilograma de solução.

b) 1,50 mol de $LiNO_3$/litro de solução.

c) 1,50 mol de $LiNO_3$/quilograma de etanol.

d) 1,50 mol de $LiNO_3$/litro de etanol.

e) 1,50 mol de $LiNO_3$/mol de etanol.

Testando seu conhecimento

1. Uma solução aquosa 2 molal de $NaNO_3$ apresenta .... mol do soluto para cada kg de solvente. Assim, se desejarmos preparar uma solução de igual molalidade utilizando 10 kg do solvente, necessitaremos de .... mol de soluto.

Identifique as expressões que completam *corretamente* as lacunas.

2. (PUC-MG) Uma solução aquosa 2 molal de H_3PO_4 contém:

a) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1 mol de água.

b) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1000 g de água.

c) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em água suficiente para 1 L de solução.

d) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1 L de água.

e) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em água para originar 1000 g de solução.

3. Calcule a molalidade (*W*) de uma solução aquosa obtida pela dissolução de 24,5 gramas de ácido sulfúrico em 1 000 gramas de água. (Massa molar do H_2SO_4 = 98 g · mol^{-1}.)

4. Uma solução 0,2 molal de glicose foi preparada utilizando-se 500 gramas de água. Qual a massa de glicose presente nessa solução? (Massa molar da glicose = 180 g · mol^{-1}.)

5. Determine a molalidade (*W*) e a concentração em mol/L de uma solução obtida pela dissolução de 3,65 gramas de gás clorídrico (HCℓ) em 1 000 gramas de água, originando 1,0 L de solução. (Massa molar do HCℓ = 36,5 g · mol^{-1}.)

Aprofundando seu conhecimento

Concentração comum

1. (Mack-SP) Têm-se cinco recipientes contendo soluções aquosas de cloreto de sódio.

1	2	3	4	5
V = 2 L m_{sal} = 0,5 g	V = 3 L m_{sal} = 0,75 g	V = 5 L m_{sal} = 1,25 g	V = 8 L m_{sal} = 2,0 g	V = 10 L m_{sal} = 2,5 g

Concentograf

É *correto* afirmar que:

a) o recipiente 5 contém a solução menos concentrada.
b) o recipiente 1 contém a solução mais concentrada.
c) somente os recipientes 3 e 4 contêm soluções de igual concentração.
d) as cinco soluções têm a mesma concentração.
e) o recipiente 5 contém a solução mais concentrada.

2. (Mack-SP) Com a finalidade de tornar os refrigerantes do tipo "cola" mais agradáveis, é adicionado ácido fosfórico numa concentração de 0,6 g/L de refrigerante. O número máximo de latinhas de 350 mL desses refrigerantes que um indivíduo de 42 kg pode ingerir, por dia, é:

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

Nota: é recomendado que o limite máximo de ingestão diária de ácido fosfórico seja de 5 mg/kg de peso corporal.

3. (Fuvest-SP) A massa de cloreto de crômio (III) hexaidratado necessária para se preparar 1 litro de uma solução que contém 20 mg de Cr^{3+} por mililitro é igual a:

a) 0,02 g b) 20 g c) 52 g d) 102,5 g e) 266,5 g

(Massas molares em g/mol: Cr = 52; cloreto de crômio hexaidratado = 266,5.)

4. (UFRGS-RS) A dose adequada de paracetamol para uma criança com febre é de 12 mg kg^{-1}.
Sabendo que o paracetamol de uso pediátrico tem concentração de 200 mg mL^{-1} e que 20 gotas perfazem 1 mL, quantas gotas um pediatra receitaria para uma criança que pesa 30 kg?

a) 50 gotas. b) 36 gotas . c) 30 gotas . d) 20 gotas . e) 18 gotas .

Densidade

5. (Fesp) O volume de álcool etílico que devemos misturar com 80 cm^3 de água destilada para obtermos uma solução alcoólica de densidade 0,93 g/cm^3 é (despreze a contração de volume que acompanha a mistura de álcool com água):

(d_{H_2O} = 1 g/cm^3; $d_{C_2H_5OH}$ = 0,79 g/cm^3)

a) 4 cm^3 b) 40 cm^3 c) 60 cm^3 d) 70 cm^3 e) 65 cm^3

6. Ao realizar exames de sangue de rotina, um indivíduo apresentou concentração de colesterol total igual a 185 mg/100 mL. Isso significa que:

a) Em 100 mL de sangue há 1,85 g de colesterol.
b) Em 1 000 mL de sangue há 1 850 g de colesterol.
c) Em 1 000 mL de sangue há 1 850 mg de colesterol.
d) Em 100 mL de sangue há 1 850 mg de colesterol.
e) Em 1 ml de sangue há 1,85 g de colesterol.

7. Uma solução aquosa foi preparada dissolvendo-se certa massa de hidróxido de sódio (NaOH) em 600 mL de água, originando um volume de 620 mL. Qual será a massa do soluto presente nessa solução?
(Dados: densidade da solução = 1,19 g/mL; densidade da água = 1,0 g/mL)

a) 222,4 g **b)** 137,8 g **c)** 184,5 g **d)** 172,9 g **e)** 143,1 g

8. O ácido sulfúrico (H_2SO_4) para análise (PA) tem a densidade de 1,84 g/mL.
Sabendo que a densidade do ácido sulfúrico é de 1,84 g/cm^3, determine o valor da massa da solução presente em uma amostra de 0,50 L.

Título, ppm, ppb

9. Determine o título de uma solução obtida pela dissolução de 60 g de NaOH em 340 cm^3 de água. ($d_{água}$ = 1,0 g/cm^3)

10. Em que volume de álcool devem ser dissolvidos 50 g de KOH para se obter uma solução de título igual a 0,2? ($d_{álcool}$ = 0,8 g/mL)

11. O benzeno é uma substância carcinogênica (causa câncer). Uma amostra de água contaminada com benzeno contém 0,000037% em massa de benzeno. Calcule o volume em litros de água que contém 175 mg de benzeno.
Considere que a densidade da solução é de 1,0 g/mL.

12. Em uma garagem constatou-se a presença de 0,8 g de CO_2 para cada 80 kg de ar. Calcule a concentração em ppm e em ppb.

13. O Ministério da Saúde recomenda, para prevenir as cáries dentárias, 1,5 ppm como limite máximo de fluoreto em água potável. Em estações de tratamento de água de pequeno porte, o fluoreto é adicionado sob forma do sal flúor silicato de sódio (Na_2SiF_6); MM = 188 g/mol). Se um químico necessita fazer o tratamento de 10000 L de água, qual será a massa do sal, em gramas, que ele deverá adicionar para obter a concentração de fluoreto indicada pela legislação?

14. Na análise de uma amostra de 250 g de sardinha, constatou-se a presença de 0,52 ppm em mercúrio. Determine a massa, em gramas, de Hg presente na amostra.

15. No rótulo de uma garrafa de água mineral lê-se, entre outras informações:
Conteúdo: 1,5 litro
nitrato de sódio: 6,0 ppm.
Qual será a massa de nitrato de sódio ingerida por uma pessoa que bebeu um copo de 300 mL dessa água?

16. (Uerj) Numa certa região oceânica, os níveis de mercúrio na água e nos peixes são, respectivamente, de 0,05 e 200 ppb. Sabe-se que 1 ppb corresponde a 1 mg por tonelada. Comparando-se pesos iguais de peixes e de água, o fator que expressa a relação entre as massas de mercúrio nos peixes e na água é:

a) $4{,}0 \cdot 10^{3}$ **b)** $2{,}5 \cdot 10^{-4}$ **c)** $2{,}5 \cdot 10^{3}$ **d)** $4{,}0 \cdot 10^{-4}$

17. (FGV-SP) O nível medicinalmente aceito de chumbo (peso atômico 207) no sangue é de 200 $\mu g L^{-1}$. Isso é igual a aproximadamente:

a) 200 ppm (ppm = parte por milhão)
b) 200 ppb (ppb = parte por bilhão)
c) 200 mol $\cdot L^{-1}$
d) $2 \cdot 10^{-6}$ mol $\cdot L^{-1}$
e) 1 µmol $\cdot L^{-1}$

18. (FGV-SP) No Brasil, o transporte de cargas é feito quase que totalmente em rodovias por caminhões movidos a diesel. Para diminuir os poluentes atmosféricos, foi implantado desde 2009 o uso do diesel 50S (densidade média 0,85 g cm^{-3}), que tem o teor máximo de 50 ppm (partes por milhão) de enxofre.
A quantidade máxima de enxofre, em gramas, contida no tanque cheio de um caminhão com capacidade de 1200 L, abastecido somente com diesel 50S, é

a) 5,1
b) $5{,}1 \cdot 10^{-1}$
c) $5{,}1 \cdot 10^{+1}$
d) $5{,}1 \cdot 10^{+3}$
e) $5{,}1 \cdot 10^{+4}$

19. (UFRGS-RS) Na combustão do diesel, o enxofre presente é convertido em dióxido de enxofre (SO_2), que é uma das principais causas de chuva ácida. Até o fim de 2013, o diesel S1800, que contém 1800 ppm de enxofre (ppm = partes por milhão expressa em massa), será totalmente abolido no país. Atualmente, o diesel mais vendido é o diesel S500 (500 ppm de enxofre).
A emissão de SO_2, por tonelada de diesel, para S500 e S1800, é, respectivamente, de

a) 500 g e 1800 g.
b) 640 g e 900 g.
c) 1000 g e 3600 g.
d) 1600 g e 3200 g.
e) 2000 g e 7200 g.

20. (Unioeste) Uma garrafa de refrigerante apresenta a informação de que 500 mL do produto possui 34 g de carboidrato. Supondo que todo o carboidrato presente esteja na forma de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), a opção que mostra corretamente a concentração aproximada deste açúcar em mol $\cdot L^{-1}$ é

a) $20 \cdot 10^{-4}$
b) $20 \cdot 10^{-3}$
c) $20 \cdot 10^{-2}$
d) $20 \cdot 10^{-1}$
e) $20 \cdot 10$

21. (FGV-SP) O rótulo da embalagem de uma marca de leite integral comercializada na cidade de São Paulo apresenta a informação nutricional seguinte:
1 copo (200 mL) contém 248 mg de cálcio.
A concentração de cálcio nesse leite integral, em mol/L, é
Dado: Ca = 40.

a) $3{,}1 \cdot 10^{-1}$ **c)** $3{,}1 \cdot 10^{-3}$ **e)** $8{,}2 \cdot 10^{-3}$
b) $3{,}1 \cdot 10^{-2}$ **d)** $8{,}2 \cdot 10^{-2}$

22. (Uespi) Em uma tinturaria, 250 g de hipoclorito de sódio, NaCℓO, foram dissolvidos em um volume de água suficiente para preparar 5,0 L de solução alvejante. Calcule a concentração em mol/L dessa solução.
(Dados: Massas molares em $g \cdot mol^{-1}$: O = 16; Na = 23; Cℓ = 35,5)

a) 0,21 **b)** 0,35 **c)** 0,44 **d)** 0,67 **e)** 0,89

23. (IFPE) Bebidas isotônicas são desenvolvidas com a finalidade de prevenir a desidratação, repondo líquidos e sais minerais que são eliminados através do suor durante o processo de transpiração. Considere um isotônico que apresenta as informações no seu rótulo:

Tabela nutricional cada 200 mL contém	
Energia	21,1 kcal
Glucídios	6,02 g
Proteínas	0,0 g
Lipídios	0,0 g
Fibra alimentar	0,0 g
Sódio	69 mg
Potássio	78 mg

Assinale a alternativa que corresponde à concentração, em quantidade de matéria (mol/L), de sódio e potássio, respectivamente, nesse recipiente de 200 mL.
São dadas as massas molares, em g/mol: Na = 23 e K = 39.

a) 0,020 e 0,02 **c)** 0,22 e 0,120 **e)** 0,029 e 0,003
b) 0,015 e 0,01 **d)** 0,34 e 0,980

Texto para a questão **24**.

Com as chuvas intensas que caíram na cidade do Rio de Janeiro em março de 2013, grande quantidade de matéria orgânica se depositou na lagoa Rodrigo de Freitas. O consumo biológico desse material contribuiu para a redução a zero do nível de gás oxigênio dissolvido na água, provocando a mortandade dos peixes.

24. (Uerj) O volume médio de água na lagoa é igual a $6{,}2 \cdot 10^6$ L. Imediatamente antes de ocorrer a mortandade dos peixes, a concentração de gás oxigênio dissolvido na água correspondia a $2{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol $\cdot$ L^{-1}.
Ao final da mortandade, a quantidade consumida, em quilogramas, de gás oxigênio dissolvido foi igual a:
Dado: O = 16.

a) 24,8 **b)** 49,6 **c)** 74,4 **d)** 99,2

25. (UFRGS-RS) Apesar da pequena quantidade de oxigênio gasoso (O_2) dissolvido na água, sua presença é essencial para a existência de vida aquática.

Sabendo-se que na água de um lago há uma molécula de oxigênio (O_2) para cada 0,2 milhões de moléculas de água e considerando-se que em 1 litro de água há 55,55 mols de moléculas de água, a concentração em mol L^{-1} do oxigênio na água desse lago será de

a) $0{,}2 \cdot 10^{-4}$ **c)** $2{,}4 \cdot 10^{-4}$ **e)** $3{,}3 \cdot 10^{-4}$
b) $5{,}0 \cdot 10^{-4}$ **d)** $2{,}8 \cdot 10^{-4}$

Concentração em quantidade de matéria e concentração em mol/L

26. (Vunesp-SP) O teor de vitamina C em uma determinada bebida de soja com sabor morango foi determinado como sendo de 30 mg em uma porção de 200 mL. Dada a massa molar da vitamina C, 176 g $\cdot$ mol $\cdot$ L^{-1}, qual a sua concentração nessa bebida, em mmol $\cdot$ L^{-1}?

(Dado: 1 mmol = 1 milimol = 10^{-3} mol)

a) 0,15 **b)** 0,17 **c)** 0,85 **d)** 8,5 **e)** 17

27. A utilização de perfumes já é um costume da civilização há vários séculos, tanto por homens como por mulheres, adquirindo cada vez mais importância social diretamente refletida no preço dos produtos oferecidos em função de sua composição química. Os produtos de perfumaria têm combinações odoríferas denominadas "notas de um perfume", constituídas por várias substâncias químicas, entre elas um solvente e uma essência; este último componente é preponderante no preço final desses artigos. A tabela a seguir apresenta diferentes formulações médias para alguns produtos de perfumaria em relação à essência.

Apresentação	Concentração da essência (%V/V)
perfume	15
loção perfumada	8
água de toalete	4
água de colônia	2
deocolônia	1

Densidade da essência: 0,8 g/cm^3; massa molar da essência: 240 g · mol^{-1}.

Considere que 1 ppm corresponderá à concentração de 1 mg de soluto em 1 L de solução. Com base no exposto, as concentrações em mol/L no perfume, g/L na água de toalete e ppm na deocolônia serão, respectivamente:

a) 0,5; 32 e 8 000.
b) 0,5; 120 e 120 000.
c) 1,0; 64 e 16 000.
d) 1,0; 16 e 60 000.

28. (PUC-RJ) Água potável é a água considerada apropriada para consumo humano. Água mineral natural são águas provenientes de fontes naturais, próprias para consumo humano, devendo ter características higiênicas naturais. A análise de uma água mineral natural apresentou o seguinte laudo no que se refere à sua composição:
Composição química (mg/L)

- Estrôncio — 0,067
- Cálcio — 17,48
- Magnésio — 6,54
- Potássio — 3,50
- Sódio — 8,74
- Sulfatos — 5,64
- Bicarbonatos — 103,7
- Fluoretos — 0,191
- Nitratos — 0,47
- Cloretos — 0,79
- Fosfatos — 0,09

(Massa molar HCO_3^- = 61 g · mol^{-1})

Com auxílio da tabela periódica dos elementos e com as informações contidas no laudo, é correto afirmar que:

a) átomos de estrôncio, cálcio e magnésio possuem somente um elétron na camada de valência.
b) a maioria dos sais contendo íons potássio e sódio são muito pouco solúveis em água.
c) uma garrafa contendo 300 mL de água mineral contém 1,69 g de SO_4^{2-}.
d) a concentração em quantidade de matéria do bicarbonato (HCO_3^-) é 1,7 · 10^{-3} mol · L^{-1}.
e) fluoretos são espécies que possuem oxigênio em sua composição química.

29. (UEL-PR) Segundo projeções da indústria sucroalcooleira, a produção de açúcar e álcool deverá crescer 50% até 2010, tendo em vista as demandas internacionais e o crescimento da tecnologia de fabricação de motores que funcionam com combustíveis flexíveis. Com isso, a cultura de cana-de-açúcar está se expandindo, bem como o uso de adubos e defensivos agrícolas. Aliado a isso, está o problema da devastação das matas ciliares, que tem acarretado impacto sobre os recursos hídricos das áreas adjacentes através do processo de lixiviação do solo. Além disso, no Brasil, cerca de 80% da cana-de-açúcar plantada é cortada manualmente, sendo que o corte é precedido da queima da palha da planta.
A quantificação de metais nos sedimentos de córregos adjacentes às áreas de cultivo, bem como na atmosfera, é importante para reunir informações a respeito das consequências ambientais do cultivo da cana-de-açúcar.
Uma análise quantitativa do filtrado indicou contaminação por cobre após a extração ácida de uma amostra de sedimento e filtração da mistura. A contaminação por cobre pode ser atribuída à lixiviação de produtos agrícolas através das chuvas. A concentração de cobre determinada foi 20,0 mg de cobre/kg de sedimento seco. Sabe-se que o filtrado que contém o metal dissolvido foi obtido a partir de 1,00 g de sedimento seco e 25,0 mL da mistura dos ácidos.

Considerando que o volume do filtrado é de 25,0 mL, a concentração molar (mol/L) do metal no filtrado é:
(Dado: massa molar (g/mol) Cu = 64)

a) 3,13 · 10^{-4} **b)** 4,89 · 10^{-2} **c)** 5,12 · 10^{-2} **d)** 4,92 · 10^{-3} **e)** 1,25 · 10^{-5}

30. (Uerj) Em uma estação de tratamento de efluentes, um operador necessita preparar uma solução de sulfato de alumínio de concentração igual a 0,1 mol/L, para encher um recipiente cilíndrico, cujas medidas internas, altura e diâmetro da base, estão indicadas na figura ao lado.

Considerando $\pi = 3$, a quantidade mínima de massa de sulfato de alumínio necessária para o operador realizar sua tarefa é, em gramas, aproximadamente igual a:

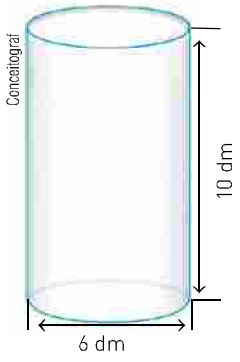
(Dados: $A\ell_2(SO_4)_3 = 342\ g \cdot mol^{-1}$.)

a) 3 321

b) 4 050

c) 8 505

d) 9 234



31. (PUC-RJ) É possível conhecer a concentração de uma espécie iônica em solução aquosa a partir do conhecimento da concentração de soluto e se o soluto dissolvido dissocia-se ou ioniza-se por completo.

Uma solução de sulfato de sódio, Na_2SO_4, possui concentração em quantidade de matéria igual a $0,3\ mol \cdot L^{-1}$. Nessa solução a concentração em quantidade de matéria da espécie Na^+ é:

a) $0,2\ mol \cdot L^{-1}$ **b)** $0,3\ mol \cdot L^{-1}$ **c)** $0,6\ mol \cdot L^{-1}$ **d)** $0,8\ mol \cdot L^{-1}$ **e)** $0,9\ mol \cdot L^{-1}$

32. (Unimontes-MG) As águas salgadas têm maior concentração de íons quando comparadas àquela encontrada em águas doces. O encontro das águas dos rios e do mar e o tempo que determinados íons permanecem no mar podem ser um indicador de alterações antrópicas.

Admitindo que a concentração medida do íon sódio Na^+ em águas doces é de $0,23 \cdot 10^{-3}$ mol/L e que o volume dessas águas lançado no oceano em todo o planeta é de $3,6 \cdot 10^{16}$ L/ano, pode-se afirmar que, em $78 \cdot 10^6$ anos de permanência de íons Na^+ em águas salgadas, a quantidade armazenada de matéria, mol, desses íons é aproximadamente:

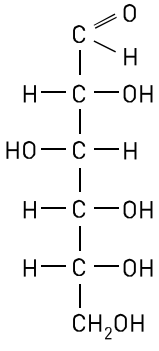
a) $4,7 \cdot 10^{20}$ **b)** $8,3 \cdot 10^{12}$ **c)** $6,0 \cdot 10^{23}$ **d)** $6,5 \cdot 10^{20}$

33. (Fuvest-SP) Existem soluções aquosas de sais e glicose, vendidas em farmácias, destinadas ao tratamento da desidratação que ocorre em pessoas que perderam muito líquido. Uma dessas soluções tem a composição apresentada na tabela. Calcule a concentração, em $mol \cdot L^{-1}$, dos íons sódio e dos íons citrato, nessa solução.

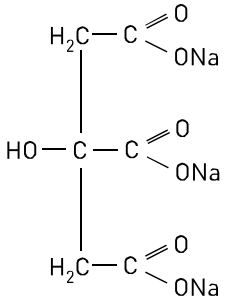
Substância	Concentração mol/500 mL de solução
cloreto de sódio	$1,8 \cdot 10^{-2}$
citrato de potássio monoidratado	$3,3 \cdot 10^{-3}$
citrato de sódio di-hidratado	$1,7 \cdot 10^{-3}$
glicose	$6,3 \cdot 10^{-2}$

Fórmulas estruturais

glicose



citrato de sódio



34. (Ufla-MG) Quando mergulhamos uma lâmina de zinco (Zn (s)) em uma solução aquosa de ácido clorídrico ($HC\ell$ (aq)), ocorre a seguinte reação química, com produção de cloreto de zinco e gás hidrogênio:

$$Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

(Dados: $H = 1$; $C\ell = 35,5$.)

a) Calcule a massa de gás hidrogênio (H_2) formada após o consumo de 1 mol de Zn na reação.

b) Calcule a massa de $HC\ell$ necessária para preparar 100 mL de solução desse ácido na concentração de $0,1\ mol \cdot L^{-1}$.

35. (Uece) Suponha que 500 mL de solução de iodeto de potássio, com concentração em quantidade de matéria de 1,0 mol/L, reajam com nitrato de chumbo II, conforme a reação:

$$2\ KI\ (aq) + Pb(NO_3)_2\ (aq) \rightarrow PbI_2\ (s) + KNO_3\ (aq)$$

O iodeto de chumbo II produzido tem massa, aproximadamente, igual a:

a) 57,63 g **b)** 115,25 g **c)** 166,00 g **d)** 230,50 g

36. (Ufes) Em diabéticos, a ingestão de 80 g de açúcar comum (sacarose) eleva a quantidade de glicose no sangue em 1,0 g de glicose para cada litro de sangue. Considerando-se que a taxa de glicose no sangue dos diabéticos, em condições normais, é de aproximadamente 1,4 g/L, a concentração de glicose ($C_6H_{12}O_6$) no sangue de uma pessoa diabética após o consumo de 100 g de açúcar será de, aproximadamente:

(Dado: $M(C_6H_{12}O_6) = 180$ g/mol.)

a) $7{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol/L **c)** $6{,}9 \cdot 10^{-2}$ mol/L **e)** $1{,}5 \cdot 10^{-1}$ mol/L

b) $6{,}9 \cdot 10^{-3}$ mol/L **d)** $1{,}5 \cdot 10^{-2}$ mol/L

37. (UFRGS-RS) Soluções de ureia, $(NH_2)_2CO$, massa molar 60 g/mol, podem ser utilizadas como fertilizantes. Uma solução foi obtida pela mistura de 210 g de ureia e 1 000 g de água. A densidade da solução final é 1,05 g/mL. A concentração da solução em percentual de massa de ureia e em mol/L, respectivamente, é:

	Porcentagem em massa	Concentração em mol/L
a)	17,4%	3,04
b)	17,4%	3,50
c)	20,0%	3,33
d)	21,0%	3,04
e)	21,0%	3,50

38. (PUC-MG) Uma solução de hidróxido de alumínio (MM = 78 g · mol · L^{-1}), utilizada no combate à acidez estomacal, apresenta uma concentração igual a 3,90 g · L^{-1}. A concentração, em mol · L^{-1}, dos íons hidroxila (OH^-), presentes nessa solução, é igual a:

a) $5{,}0 \cdot 10^{-1}$ **b)** $1{,}5 \cdot 10^{-1}$ **c)** $1{,}5 \cdot 10^{-2}$ **d)** $5{,}0 \cdot 10^{-2}$

39. (PUC-RS) Analise as concentrações dos íons abaixo, que estão expressas, em mmol/L, no rótulo de uma amostra de leite.

1 – Potássio (K^+) = 35,3 2 – Sódio (Na^+) = 25,2 3 – Cálcio (Ca^{2+}) = 30,1

A ordem crescente das concentrações dos íons presentes no leite, em mg/L, é

a) 1, 2, 3 **d)** 2, 3, 1

b) 1, 3, 2 **e)** 3, 1, 2

c) 2, 1, 3

40. (UFRRJ)

> "As águas dos mares e oceanos contêm vários sais, cuja salinidade (quantidade de sais dissolvida) varia de acordo com a região em que foram colhidas as amostras. O mar Vermelho, por exemplo, é o que apresenta maior salinidade — aproximadamente 40 g de sais dissolvidos para cada litro de água (40 g/L). Já o mar Báltico é o que apresenta menor salinidade — em média 30 g/L.
>
> Cerca de 80% (em massa) dos sais dissolvidos são constituídos de cloreto de sódio; nos outros 20% são encontrados vários sais, como o cloreto de magnésio e o sulfato de magnésio."
>
> USBERCO & SALVADOR. *Integrando seu conhecimento*. São Paulo: Saraiva, 2006.

Com base no texto e considerando a importância cotidiana, para a vida das sociedades modernas, do uso do cloreto de sódio, determine a concentração molar (mol/L) de cloreto de sódio ($NaC\ell$) no mar Vermelho.

Dado: massa molar do $NaC\ell$ = 58,5 g/mol.

41. (Ufla-MG) Soluções de sulfato de cobre pentaidratado ($CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$) são utilizadas na agricultura para combater fungos parasitas das plantas e fornecer o nutriente cobre aos vegetais por meio de pulverização. Uma solução contendo 10 g desse sal por litro de solução (1% p/v) é utilizada com grande frequência. A concentração dessa solução em mol/L ou M equivale a:

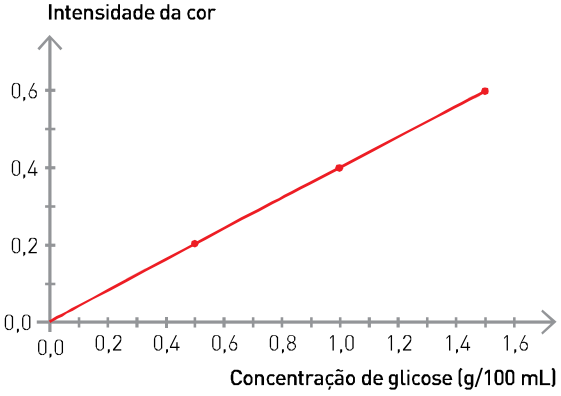
(Massa molar do $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ = 250 g/mol.)

a) 0,40 **d)** 2,50

b) 4,00 **e)** 1,00

c) 0,04

42. (UFSC) A glicose, fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$, se presente na urina, pode ter sua concentração determinada pela medida da intensidade da cor resultante da sua reação com um reagente específico, o ácido 3,5-dinitrossalicílico, conforme ilustrado na figura:



Imaginemos que uma amostra de urina, submetida ao tratamento acima, tenha apresentado uma intensidade de cor igual a 0,2 na escala do gráfico. Qualifique como V (verdadeira) ou F (falsa) cada uma das proposições adiante:

I. a concentração de glicose corresponde a 7,5 g/L de urina.
II. a amostra apresenta aproximadamente 0,028 mol de glicose por litro.
III. observa-se, na figura, que a intensidade da cor diminui com o aumento da concentração de glicose na amostra.
IV. a intensidade da cor da amostra não está relacionada com a concentração de glicose.
V. uma vez que a glicose não forma soluções aquosas, sua presença na urina é impossível.

43. (Ufal) As afirmações abaixo referem-se à seguinte solução: dissolvem-se 20 g de soda cáustica (massa molar = = 40 g/mol) em água suficiente para ter-se 0,50 litro de solução de densidade igual a 1,04 g/mL. Quais são verdadeiras e quais são falsas?

I. A concentração da solução, em mol/L, é em relação ao soluto igual à unidade.
II. Nesse volume de solução, a massa de água é igual a 500 g.
III. Obtém-se uma solução aquosa de sacarose (massa molar = 342 g/mol) de concentração, em mol/L, igual à solução acima, dissolvendo-se meio mol de sacarose em água suficiente para ter-se 1 litro de solução.
IV. Na solução, a fração em mol da água é igual à fração em mol da soda cáustica.
V. Na solução, a porcentagem em massa da soda cáustica é de 3,8%.

44. (Unesp-SP) O etanotiol ($CH_3CH_2 — SH$) é uma substância tóxica e tem um odor tão forte que uma pessoa pode detectar 0,016 mol disperso em $5{,}0 \cdot 10^{10}$ g de ar. Sabendo-se que a densidade do ar é 1,25 g/L e supondo distribuição uniforme do etanotiol no ar, a quantidade limite, em mol/L, que uma pessoa pode detectar é:

a) $1{,}6 \cdot 10^{-2}$
b) $2{,}0 \cdot 10^{-11}$
c) $2{,}5 \cdot 10^{-11}$
d) $4{,}0 \cdot 10^{-13}$
e) $1{,}0 \cdot 10^{-23}$

45. (UFSM-RS) Os refrigerantes energéticos ingeridos pelos atletas contêm uma grande variedade de íons (Na^+, K^+, $C\ell^-$), essenciais para manter o equilíbrio eletrolítico dos fluidos do corpo. Considerando que essa bebida contenha 0,2222% (massa/volume) de $CaC\ell_2$ e densidade da solução de 1 g/mL, a concentração molar dos íons cloreto ($C\ell^-$) será, aproximadamente, de:

a) 0,02 M
b) 0,04 M
c) 0,06 M
d) 0,20 M
e) 0,69 M

46. (UFMG) Um frasco que contém 1 litro de água oxigenada, H_2O_2 (aq), na concentração de 1 mol/L, foi armazenado durante um ano.
Após esse período, verificou-se que 50% dessa água oxigenada se tinha decomposto, como mostrado nesta equação:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$$

Considerando-se essas informações, é *correto* afirmar que a massa de oxigênio produzida nesse processo é:

a) 8 g
b) 16 g
c) 17 g
d) 32 g

47. (Unifesp-SP) Um dentista receitou para seu paciente, que estava com ferimentos na gengiva, um enxágue bucal com água oxigenada 10 volumes. No quadro, é transcrita parte do texto que consta no rótulo de um frasco de água oxigenada comprado pelo paciente.

> Composição: solução aquosa de peróxido de hidrogênio 10 volumes de oxigênio. Indicações: antisséptico tópico — agente de limpeza de ferimentos. O peróxido de hidrogênio é um desinfetante oxidante, com ação germicida. O peróxido de hidrogênio se decompõe rapidamente e libera oxigênio quando entra em contato com o sangue.

Considere as seguintes informações:

• A equação da reação de decomposição do H_2O_2 é: $H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + \frac{1}{2} O_2(g)$

• Na decomposição de 1 kg de água oxigenada 10 volumes, são liberados 0,444 mol de gás O_2.

a) Escreva o nome do grupo de substâncias orgânicas ao qual pertence a substância presente no sangue que promove a rápida decomposição da água oxigenada, bem como sua função em relação à energia de ativação dessa reação.

b) Calcule o teor percentual em massa de peróxido de hidrogênio na solução de água oxigenada adquirida pelo paciente.

48. (UFG-GO) A água oxigenada é vendida como uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em água (H_2O). O peróxido se decompõe lentamente em O e H_2O. Essa solução apresenta uma concentração medida em volumes (*V*), ou seja, 1 L de solução de água oxigenada 10 V é capaz de liberar 10 L de O_2, a 0 °C e 1 atm, quando decomposta. Assim, pode-se afirmar que o número de mol de O_2 produzido pela decomposição de 1 L de uma solução de água oxigenada 20 V é:

a) 0,04 **c)** 0,89 **e)** 17,8

b) 0,45 **d)** 1,12

49. (UFPE) A água oxigenada, ou peróxido de hidrogênio (H_2O_2), é vendida nas farmácias com concentrações em termos de "volumes", que correspondem à relação entre o volume de gás O_2, liberado após completa decomposição do H_2O_2, e o volume da solução aquosa.
Sabendo que a equação química de decomposição da água oxigenada é:

$$H_2O_2(aq) \longrightarrow H_2O(\ell) + \frac{1}{2} O_2(g)$$

calcule a concentração molar de uma solução de água oxigenada de 24,4 volumes a 25 °C e 1 atm.
(Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.)

Fração molar ou fração em mol

50. Em uma solução aquosa de ureia ($CO(NH_2)_2$), a massa de ureia é igual a $\frac{1}{3}$ da massa de água. Calcule a fração molar da ureia. (Dados: massa molar do $CO(NH_2)_2 = 60$ g/mol; $H_2O = 18$ g/mol.)

51. Calcule a fração em mol do NaOH em uma solução aquosa contendo 28% em massa de NaOH.
(Dados: MA do Na = 23; do O = 16; do H = 1.)

52. A fração em mol do LiOH em uma solução aquosa é igual a 0,2. Calcule a concentração em mol/L, sabendo que a densidade dessa solução é igual a 1,20 g/cm³.
(Dados: MA do Li = 7; do O = 16; do H = 1.)

53. A fração em mol do NaF em uma solução aquosa é igual a 0,15. Calcule a concentração em g/L, sabendo que a densidade da solução é igual a 1 250 g/L.
(Dados: MA do Na = 23; do F = 19; do O = 16; do H = 1.)

Molalidade

54. (PUC-MG) Quando 39,2 g de ácido sulfúrico são dissolvidos em 200 mL de água, obtém-se uma solução de volume igual a 220 mL. A molalidade (*W*) e a molaridade ($\mathcal{M}$) dessa solução são iguais a:

a) 0,5 molar e 0,5 molal. **c)** 1,0 molar e 2,0 molal. **e)** 2,0 molal e 1,8 molar.

b) 1,0 molal e 2,0 molar. **d)** 2,0 molar e 1,8 molal.

55. Qual é a molalidade de uma solução aquosa com 60% em massa de $MgSO_4$?
(Dados: MA do Mg = 24; do S = 32; do O = 16.)

56. 254,0 g de I_2 dissolvidos em 1 000 L de solvente forneceram 1 054 L de solução. Foram feitas as seguintes afirmações sobre essa solução.

I. A solução será 0,95 molar e 1,00 molal se o solvente for a água, admitindo o iodo solúvel na água.

II. A solução será 0,95 molar e 1,25 molal se o solvente for o álcool etílico.

III. A solução será 0,95 molar e $\frac{2}{3}$ molal se o solvente for o clorofórmio.

IV. A solução será 0,95 molar e 0,95 molal se o solvente tiver densidade igual a 1 054 g/mL.

Sabendo que as densidades do álcool etílico e do clorofórmio são iguais a 0,800 g/mL e 1,50 g/mL, respectivamente, quais das afirmações acima são *corretas*?

(I = 127.)

CAPÍTULO 3

Diluição de soluções

A DILUIÇÃO NO COTIDIANO

O fenômeno da diluição é muito comum em nosso cotidiano. Xarope de groselha e suco de frutas concentrado, por exemplo, não são consumidos na forma como são comercializados. Para serem ingeridos, devem sofrer acréscimo de água, de acordo com instruções contidas nas embalagens.

Fotografias: Rita Barreto

1 medida de suco de laranja concentrado + 3 medidas de água = suco de laranja em quantidade equivalente a 4 medidas

REFLITA

1. *Considerando que o suco na lata é chamado de concentrado, qual o nome do processo de acrescentar água ao suco?*
2. *Quais as mudanças que podem ser observadas no aspecto do suco antes e depois da mistura com a água?*
3. *De forma geral, como você definiria algo concentrado e algo diluído?*

Note que, nesses exemplos de diluição, o procedimento foi o mesmo, ou seja, adição de certa quantidade de água (solvente) à solução inicial, obtendo-se uma nova solução **menos concentrada** ou **mais diluída**.

Nem sempre a diluição pode ser percebida a olho nu. Porém, independentemente de a diluição ser perceptível ou não, a quantidade do soluto presente na solução inicial será a mesma após a diluição; contudo, a adição de mais solvente acarretará um aumento na massa da solução, bem como em seu volume. Geralmente, o volume final corresponde à soma do volume da solução inicial com o volume do solvente adicionado.

> *Você sabe por que não faz bem ingerir líquidos quando nos alimentamos? Quando nos alimentamos, o suco gástrico entra em cena para auxiliar a digestão. Ao ingerirmos algum líquido, acabamos por diluir esse suco gástrico, fazendo com que o processo seja comprometido.*

A quantidade de soluto permanece constante nos processos de diluição. Representações fora de escala e em cores-fantasia.

Luiz Fernando Rubio

A DILUIÇÃO EM LABORATÓRIO

As diluições executadas em nosso dia a dia também são um procedimento habitual em laboratórios e indústrias. Isso se deve ao fato de as substâncias utilizadas em laboratório serem comercializadas em soluções padronizadas, que, por meio da diluição, possibilitam a obtenção de soluções menos concentradas, de acordo com a necessidade.

Em uma diluição, a quantidade de soluto nunca se altera, isto é, a quantidade inicial de soluto será sempre igual à quantidade final de soluto.

Assim, podemos relacionar as formas de concentração antes e depois de uma diluição.

	Inicial	Final	Relação
Concentração comum	$C = \frac{m_1}{V}$	$C' = \frac{m_1}{V'}$	$CV = C'V'$
Concentração em mol/L Concentração molar (molaridade)	$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$	$\mathcal{M}' = \frac{n_1}{V'}$	$\mathcal{M}V = \mathcal{M}'V'$
Título	$\tau = \frac{m_1}{m}$	$\tau' = \frac{m_1}{m'}$	$\tau m = \tau' m'$

Sérgio Dotta Jr./The Next

Em laboratórios, utilizam-se equipamentos como os mostrados acima nas dissoluções.

Vejamos um exemplo de dissolução.

Suponha que os técnicos de uma empresa que comercialize ácido clorídrico diluído a partir de uma solução padrão, com as características identificadas na ilustração ao lado, precisem preparar 1,0 L de uma solução de $HC\ell$ (aq) 0,60 mol/L.

$$\underset{\substack{\underline{12\ mol/L}\\ 12\ mol\ de\ HC\ell\ em\ 1,0\ L}}{\text{solução padrão}} \longrightarrow \underset{\substack{\underline{0,60\ mol/L}\\ 0,60\ mol\ de\ HC\ell\ em\ 1,0\ L}}{\text{solução diluída}}$$

Luiz Fernando Rubio

Para preparar 1,0 L da solução diluída, necessitamos de 0,6 mol de ácido clorídrico. Então, inicialmente devemos determinar o volume da solução padrão, que contém 0,6 mol de $HC\ell$:

$$\begin{cases} 1,0\ L\ da\ solução\ padrão \text{ —— } 12\ mol\ de\ HC\ell \\ x \text{ —— } 0,60\ mol\ de\ HC\ell \end{cases}$$

$$x = 0,050\ L\ da\ solução\ padrão$$

Portanto, devemos usar 0,05 L da solução padrão e adicionar água até completar o volume de 1,0 L.

Esses cálculos também poderiam ser feitos utilizando-se a expressão matemática:

$$\mathcal{M}V = \mathcal{M}'V'$$

$$12\ mol/L \cdot V = 0,60\ mol/L \cdot 1,0\ L$$

$$V = \frac{0,60\ \cancel{mol/L} \cdot 1,0\ L}{12\ \cancel{mol/L}}$$

$$V = 0,050\ L$$

Para produzir 1,0 L dessa nova solução, deveríamos adicionar 0,950 L de água:

$$V_{final} - V_{inicial} = \text{volume de água adicionada}$$

$$1,0\ L - 0,050\ L = 0,950\ L$$

Exercício resolvido

(Unifesp)

No mês de maio de 2007, o governo federal lançou a Política Nacional sobre Álcool. A ação mais polêmica consiste na limitação da publicidade de bebidas alcoólicas nos meios de comunicação. Pelo texto do decreto, serão consideradas alcoólicas as bebidas com teor de álcool a partir de 0,5 °GL. A concentração de etanol nas bebidas é expressa pela escala centesimal Gay-Lussac (°GL), que indica a percentagem em volume de etanol presente em uma solução. Pela nova Política, a bebida alcoólica mais consumida no país, a cerveja, sofreria restrições na sua publicidade. Para que não sofra as limitações da legislação, o preparo de uma nova bebida, a partir da diluição de uma dose de 300 mL de uma cerveja que apresenta teor alcoólico 4 °GL, deverá apresentar um volume final, em L, acima de:

a) 1,0 **b)** 1,4 **c)** 1,8 **d)** 2,0 **e)** 2,4

Solução

Devemos preparar, segundo o texto, por meio da diluição de uma dose de 300 mL de uma cerveja com teor alcoólico de 4 °GL, uma nova bebida com teor alcoólico de 0,5 °GL.
Na cerveja de 4 °GL temos:

$$4\ \text{mL de álcool} \text{ ——— } 100\ \text{mL de cerveja}$$
$$x \text{ ——— } 300\ \text{mL de cerveja}$$
$$x = \frac{4\ \text{mL de álcool} \cdot 300\ \cancel{\text{mL de cerveja}}}{100\ \cancel{\text{mL de cerveja}}}$$
$$x = 12\ \text{mL de álcool}$$

Esse volume de álcool (soluto) não irá se alterar, ele simplesmente será diluído.
Pelo texto do decreto, serão consideradas alcoólicas as bebidas com teor de álcool de 0,5 °GL.

$$0{,}5\ °\text{GL}$$
$$0{,}5\ \text{mL etanol} \text{ ——— } 100\ \text{mL solução (nova bebida)}$$
$$12\ \text{mL etanol} \text{ ——— } V_{final}$$
$$V_{final} = \frac{12 \cdot 100}{0{,}5} = 2.400\ \text{mL} \therefore \qquad V_{final} = 2{,}4\ \text{L}$$

Exercícios fundamentais

Observe as informações do rótulo de uma embalagem de solução aquosa e responda às questões de **1** a **11**.

TABELA NUTRICIONAL	
Cada 100 mL contém:	
calorias	24 kcal
carboidratos	6,0 g
proteínas	0,0 g
lipídios	0,0 g
sódio	45,0 mg
potássio	12,0 mg
cloreto	42,0 mg
fibra alimentar	0,0 g

1. Foram mencionados dois metais. Consulte a tabela periódica, identifique os seus símbolos e a que família pertencem.

2. O rótulo indica a presença de carboidratos, substâncias que podem ser representadas pela fórmula geral $C_x(H_2O)_x$. Sabendo que alguns açúcares podem ser expressos por essa fórmula geral, dê o nome e a fórmula molecular de um açúcar que segue essa fórmula.

3. O sódio presente na solução indicada está na forma Na^0 ou Na^+?

4. O potássio encontra-se na forma K^0, K^+ ou K^{2+}?

5. O cloreto está presente na solução como $C\ell_2$, $C\ell^+$ ou $C\ell^-$?

6. Calcule a massa em gramas de sódio presente em 1,0 mL de solução.

7. Calcule a massa em gramas de potássio presente em 0,50 L de solução.

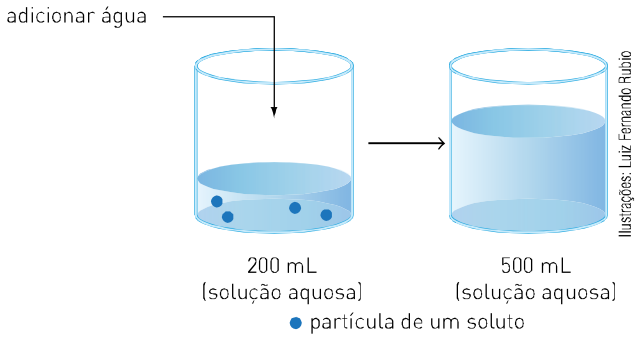
8. Calcule a concentração em mg/mL para o potássio.

9. Calcule a concentração em g/L do cloreto.

10. Você dispõe de 100 mL da solução e a ela adiciona água até completar 1 L. Quais são as massas em mg de sódio, de potássio e de cloreto nessa nova solução?

11. Determine a concentração em g/L do sódio, do potássio e do cloreto para a nova solução obtida no exercício anterior.

12. Observe a ilustração a seguir, na qual não foram indicadas as partículas do soluto após a diluição:



I. O que aconteceu com:
a) o volume da solução?
b) a massa da solução?
c) a massa do soluto?
d) a massa do solvente?
e) o número de partículas do soluto?

II. Determine a relação

$$\frac{\text{número de partículas do soluto}}{\text{volume da solução em litros}}$$

antes e após a adição de água.

13. (UFPI) A uma amostra de 100 mL de NaOH de concentração 20 g/L foi adicionada água suficiente para completar 500 mL. A concentração, em g/L, dessa nova solução é igual a:
a) 2 **b)** 3 **c)** 4 **d)** 5 **e)** 8

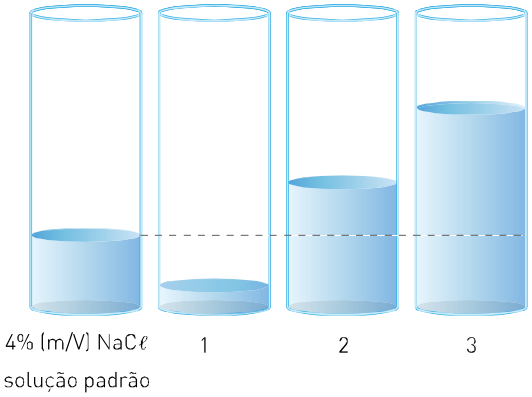
14. (Fuvest-SP) Se adicionarmos 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,1 molar de hidróxido de potássio, obteremos uma solução de concentração molar igual a:
a) 0,010 **b)** 0,020 **c)** 0,025 **d)** 0,040 **e)** 0,050

Testando seu conhecimento

1. Observe a ilustração e responda.

I. Qual recipiente representa uma solução diluída a 2% (m/V) obtida a partir da solução padrão?

II. Qual recipiente representa uma solução diluída a 1% (m/V) obtida a partir da solução padrão?



2. (UFPE) Num certo dia um tanque para tratamento de resíduos químicos continha, quando cheio, 3 g de um dado sal numa concentração de 0,5 M. Hoje a concentração desse sal no tanque cheio é de 2,5 M. Qual a massa do sal no tanque?

3. Quando analisam amostras contendo traços de metais, os químicos trabalham com solução padrão contendo 10^3 mg/L de metal.
Para efetuar uma análise, o químico necessita preparar, a partir da solução padrão, uma solução que contenha 5,0 mg/L e um volume de 500 mL. Calcule o volume da solução padrão que deverá ser utilizado.

4. O rótulo de uma solução contendo fertilizante concentrado indica a presença de 8,0 g de fosfato em 100 mL de solução.

Calcule a concentração de fosfato em gramas por litro após adicionarmos água aos 5,0 L do fertilizante concentrado, até completarmos um volume de 100 L.

V = 5,0 L

5. (Vunesp-SP) O volume final, em L, de suco diluído obtido a partir de 300 mL de suco de tangerina de alto teor de polpa, seguindo rigorosamente a sugestão de preparo, é:

Luiz Fernando Rubio

a) 0,9

b) 1,0

c) 1,5

d) 1,8

e) 2,3

6. Em 200 mL de solução aquosa de iodeto de potássio de concentração 10 g/L, adicionou-se água suficiente para completar 5,0 L de solução. Determine a concentração em g/L da nova solução.

7. (UnB-DF) A partir de uma solução de hidróxido de sódio na concentração de 25 g/L, deseja-se obter 125 mL dessa solução na concentração de 10 g/L. Calcule, em mililitros, o volume da solução inicial necessário para esse processo. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

8. (UESPI) Na preparação de 200 mL de uma solução aquosa 1 M de ácido clorídrico, um estudante dispõe de uma solução aquosa 5 M desse ácido. Qual o volume da solução inicial que será utilizado?

a) 4 mL

b) 20 mL

c) 40 mL

d) 100 mL

e) 150 mL

9. (Uerj) Diluição é operação muito empregada no nosso dia a dia, quando, por exemplo, preparamos um refresco a partir de um suco concentrado. Considere 100 mL de determinado suco em que a concentração do soluto seja de 0,4 mol · L^{-1}. O volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração do soluto caia para 0,04 mol · L^{-1}, será de:

a) 1 000

b) 900

c) 500

d) 400

10. (UFRRJ) Antigamente, o açúcar era um produto de preço elevado e utilizado quase exclusivamente como medicamento calmante. No século XVIII, com a expansão das lavouras de cana-de-açúcar, esse cenário mudou. Hoje a sacarose é acessível à maior parte da população, sendo utilizada no preparo de alimentos e bebidas. Um suco de fruta concentrado de determinada marca foi adoçado com 3,42 g de açúcar (sacarose: $C_{12}H_{22}O_{11}$) em 200 mL de solução. Com este suco, foi preparado um refresco, adicionando-se mais 800 mL de água. A concentração em mol/L de sacarose no **suco** e a concentração em g/L de sacarose no **refresco** são, respectivamente:

Dado: Massa molar ($C_{12}H_{22}O_{11}$ = 342 g/mol).

a) 0,05 mol/L e 34,2 g/L.

b) 0,05 mol/L e 3,42 g/L.

c) 0,5 mol/L e 3,42 g/L.

d) 0,5 mol/L e 34,2 g/L.

e) 0,05 mol/L e 342 g/L.

11. (Udesc) A madeira tem uma considerável resistência à ação de ácidos diluídos (H_2SO_4 e HCℓ, a 3%) à temperatura ambiente. Porém, quando submetida a temperaturas elevadas (mais de 100 °C), mesmo ácidos minerais diluídos (H_2SO_4 e HCℓ, a 3%) ocasionam hidrólise de grande parte das polioses. No caso de ácidos mais concentrados (H_2SO_4 a 60% ou HCℓ, a 37%), o ataque da estrutura da madeira pode ocorrer rapidamente.

A hidrólise da madeira para obtenção de açúcares ou obtenção de lignina pode ser feita com ácidos ainda mais concentrados (H_2SO_4 a 72%, HCℓ a 40%, H_3PO_4 a 85%).

a) Escreva o nome dos ácidos citados acima.

b) Descreva a forma de preparar uma solução de H_2SO_4 1 mol · L^{-1} e, a partir dela, o procedimento para preparar 200 mL de uma solução de H_2SO_4 0,025 mol · L^{-1}. Apresente os cálculos.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UEG-GO) Um aluno resolveu fazer um suco para aplicar seus conhecimentos sobre soluções. Ele tinha em mãos um pacote com preparado sólido, conforme mostra a figura ao lado. Na preparação do suco, o sólido foi totalmente transferido para um recipiente e o volume foi completado para um litro, com água pura.
Com base nas informações do texto, da imagem e em seus conhecimentos sobre química, é *correto* afirmar:

Fernando Favoretto/Criar Imagem

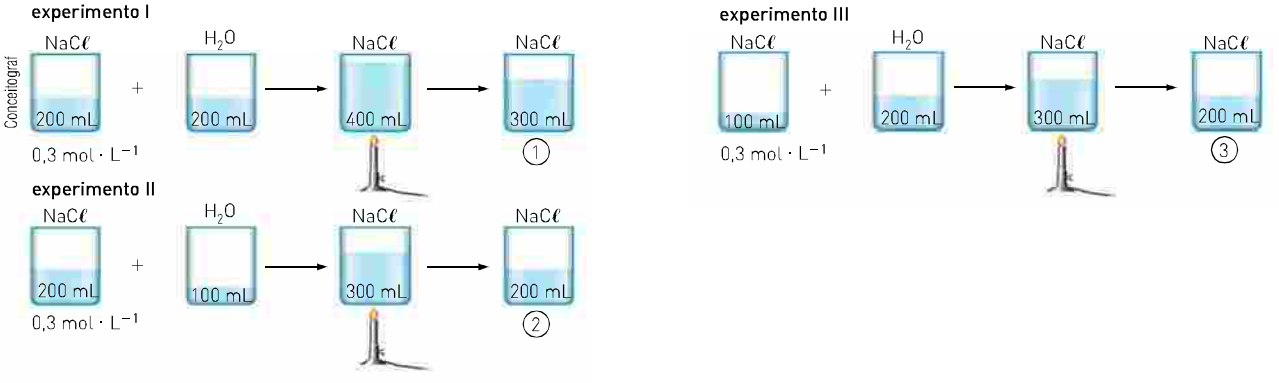
a) A diluição do suco para um volume final de 2,0 L fará com que a massa do soluto se reduza à metade.

b) O suco é um exemplo de uma mistura azeotrópica.

c) A concentração de soluto no suco preparado é igual a 10 000 mg · L^{-1}.

d) Caso o aluno utilize açúcar para adoçar o suco, haverá um aumento da condutividade elétrica da solução.

2. (Uerj) Os esquemas a seguir ilustram três experimentos envolvendo diluição seguida de evaporação de soluções de NaCℓ, cujas concentrações iniciais são iguais. As soluções resultantes desse processo, em cada um dos experimentos, têm suas concentrações, em quantidade de matéria, identificadas por **1**, **2** e **3**.



As concentrações das soluções resultantes obedecem à seguinte relação:

a) 2 > 1 > 3

b) 1 > 2 > 3

c) 1 > 3 > 2

d) 3 > 2 > 1

3. (Vunesp-SP) Medicamentos, na forma de preparados injetáveis, devem ser soluções isotônicas com relação aos fluidos celulares. O soro fisiológico, por exemplo, apresenta concentração de cloreto de sódio (NaCℓ) de 0,9% em massa (massa do soluto por massa da solução), com densidade igual a 1,0 g · cm^{-3}.

a) Dada a massa molar de NaCℓ, em g · mol^{-1}: 58,5, qual a concentração, em mol · L^{-1}, do NaCℓ no soro fisiológico? Apresente seus cálculos.

b) Quantos litros de soro fisiológico podem ser preparados a partir de 1 L de solução que contém 27 g · L^{-1} de NaCℓ (a concentração aproximada desse sal na água do mar)? Apresente seus cálculos.

4. (Uerj) Um medicamento, para ser administrado a um paciente, deve ser preparado com uma solução aquosa de concentração igual a 5%, em massa, de soluto. Dispondo-se do mesmo medicamento em uma solução a 10%, esta deve ser diluída com água, até atingir o percentual desejado.
As massas de água na solução mais concentrada, e naquela obtida após a diluição, apresentam a seguinte razão:

a) $\frac{5}{7}$ **b)** $\frac{5}{9}$ **c)** $\frac{9}{19}$ **d)** $\frac{7}{15}$

5. (UFPE) Os médicos recomendam que o umbigo de recém-nascidos seja limpo, usando-se álcool a 70%. Contudo, no comércio, o álcool hidratado é geralmente encontrado na concentração de 96% de volume de álcool para 4% de volume de água. Logo, é preciso realizar uma diluição. Qual o volume de água pura que deve ser adicionado a 1 litro (1 L) de álcool hidratado 80% v/v, para obter-se uma solução final de concentração 50% v/v?

a) 200 mL

b) 400 mL

c) 600 mL

d) 800 mL

e) 1 600 mL

6. (Vunesp-SP) O soro fisiológico é uma das soluções mais utilizadas na área de saúde. Consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio NaCℓ 0,9% em massa por volume, que equivale à concentração 0,15 mol · L^{-1}. Dispondo de uma solução estoque de NaCℓ 0,50 mol · L^{-1}, o volume necessário dessa solução, em mL, para preparar 250 mL de soro fisiológico, será igual a

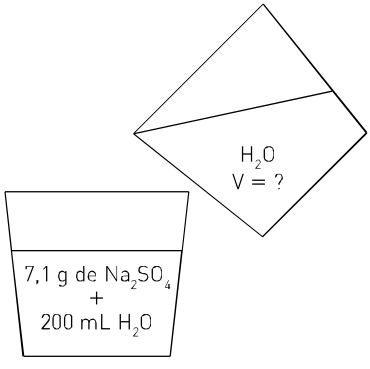
a) 15
b) 100
c) 25
d) 75
e) 50

7. (Enem - MEC) A varfarina é um fármaco que diminui a agregação plaquetária e, por isso, é utilizada como anticoagulante, desde que esteja presente no plasma, com uma concentração superior a 1,0 mg/L. Entretanto, concentrações plasmáticas superiores a 4,0 mg/L podem desencadear hemorragias. As moléculas desse fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Em um medicamento, a varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de 3,0 mg/mL. Um indivíduo adulto, com volume sanguíneo total de 5,0 L, será submetido a um tratamento com solução injetável desse medicamento.

Qual é o máximo volume da solução do medicamento que pode ser administrado a esse indivíduo, pela via intravenosa, de maneira que não ocorram hemorragias causadas pelo anticoagulante?

a) 1,0 mL
b) 1,7 mL
c) 2,7 mL
d) 4,0 mL
e) 6,7 mL

8. (UFRGS-RS) Um estudante realizou uma diluição, conforme mostrado na figura ao lado.



Supondo-se que a densidade da água, bem como da solução inicial, seja de 1,0 g mL^{-1}, qual será o volume de água a ser adicionado para que a solução passe a ter concentração de 0,2 mol L^{-1}?

a) 25 mL
b) 50 mL
c) 100 mL
d) 200 mL
e) 250 mL

9. (Unicamp-SP) Um dos grandes problemas das navegações do século XVI referia-se à limitação de água potável que era possível transportar numa embarcação. Imagine uma situação de emergência em que restaram apenas 300 litros (L) de água potável (considere-a completamente isenta de eletrólitos). A água do mar não é apropriada para o consumo, devido à grande concentração de NaCℓ (25 g/L), porém o soro fisiológico (10 g NaCℓ/L) é. Se os navegantes tivessem conhecimento da composição do soro fisiológico, poderiam ter usado a água potável para diluir água do mar de modo a obter soro e assim teriam um volume maior de líquido para beber.

a) Que volume total de soro seria obtido com a diluição, se todos os 300 litros de água potável fossem usados para esse fim?

b) Considerando-se a presença de 50 pessoas na embarcação e admitindo-se uma distribuição equitativa do soro, quantos gramas de NaCℓ teriam sido ingeridos por cada pessoa?

c) Uma maneira que os navegantes usavam para obter água potável adicional era recolher água de chuva. Considerando-se que a água da chuva é originária, em grande parte, da água do mar, como se explica que ela possa ser usada como água potável?

10. (UFMG) Uma criança precisa tomar 15 gotas de um antitérmico diluídas em água. Considere desprezível, na solução formada, o volume das gotas adicionadas à água. Todas as seguintes afirmativas referentes a essa solução estão corretas, exceto:

a) A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução equivale ao dobro da concentração das mesmas 15 gotas para 40 mL de solução.

b) A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução é três vezes maior que a concentração de 5 gotas diluídas para o mesmo volume de solução.

c) A concentração do medicamento em uma gota antes da diluição em água é menor que a concentração em 15 gotas, também antes da diluição em água.

d) A quantidade de medicamento ingerido independe do volume de água utilizado na diluição.

11. (UFPE) A embalagem de um herbicida para ser usado em hortaliças indica que devem ser dissolvidos 500 g desse produto para cada 5 litros de água. Por engano, um agricultor dissolveu 100 g em 2 litros de água e somente percebeu o erro após haver utilizado a metade da solução. Uma das formas de corrigir a concentração do restante da solução é adicionar:

	Água (L)	Herbicida (g)
a)	1	0
b)	0	50
c)	1	50
d)	1	100
e)	0	100

12. (UFJF-MG) Ácido muriático é o nome comercial do ácido clorídrico. Ele pode ser utilizado para limpeza de calçamentos em geral. A pessoa encarregada da limpeza recebeu 1,0 L de uma solução desse ácido, na concentração de 2,0 mol/L, e a orientação para diluí-la na proporção 1 : 100. Qual será a concentração da solução preparada para limpeza em g/L?

a) 0,02
b) 2,0
c) 3,65
d) 0,365
e) 0,73

13. (UFMG) Uma mineradora de ouro, na Romênia, lançou 100 000 m^3 de água e lama contaminadas com cianeto, CN^- (aq), nas águas de um afluente do segundo maior rio da Hungria. A concentração de cianeto na água atingiu, então, o valor de 0,0012 mol/litro. Essa concentração é muito mais alta que a concentração máxima de cianeto que ainda permite o consumo doméstico da água, igual a 0,01 miligrama/litro. Considerando-se essas informações, para que essa água pudesse servir ao consumo doméstico, ela deveria ser diluída, aproximadamente:

a) 32 000 vezes.
b) 3 200 vezes.
c) 320 vezes.
d) 32 vezes.

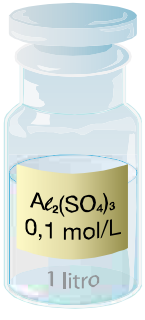
14. (Ufes) Uma solução de sulfato de sódio (Na_2SO_4) 1 mol/L é diluída até o dobro do seu volume inicial. A concentração de íons sódio (em mol/L) na solução diluída é:

a) $1{,}0 \cdot 10^{-3}$
b) $2{,}0 \cdot 10^{-3}$
c) $2{,}5 \cdot 10^{-1}$
d) $5{,}0 \cdot 10^{-1}$
e) 1,0

15. (PUC-RS) 50,00 mL de uma solução 2,0 mol/L em $MgC\ell_2$ são diluídos a 1 L. A concentração, em mol/L, de íons cloreto na nova solução é:

a) 0,1
b) 0,2
c) 1,0
d) 2,0
e) 4,0

16. (UFSC) Uma solução de $A\ell_2(SO_4)_3$ foi preparada em laboratório e armazenada em um recipiente apropriado, conforme a ilustração. Sobre a solução preparada, é correto afirmar que:



Luiz Fernando Rubio

01. A solução contém mais de 33 gramas do soluto.
02. O número de mol do soluto, presente na solução, é igual a 2 (dois).
04. Transferindo-se 25 mL da solução para um balão volumétrico de 250 mL e completando-se seu volume com água, a solução resultante fica 4 (quatro) vezes mais diluída.
08. Separando-se a solução em quantidades iguais, em dois recipientes, cada nova solução terá uma concentração de soluto que vale a metade da concentração inicial.
16. Se o soluto $A\ell_2(SO_4)_3$ apresentar-se 20% dissociado, a concentração dos íons $A\ell^{3+}$ será 0,04 M.

Dê como resposta a soma dos números referentes às afirmações corretas.

17. (Vunesp-SP) O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um líquido viscoso, muito corrosivo, oxidante e higroscópico. Além da sua utilização em baterias de automóveis, preparação de corantes, tintas e explosivos, esse ácido pode ser utilizado, quando diluído adequadamente, na remoção de camadas de óxidos depositados nas superfícies de ferro e aço (decapante). A solução aquosa concentrada desse ácido apresenta densidade igual a 1,80 g/mL, sendo 98% m/m (massa percentual) em H_2SO_4.

a) Calcule a concentração, em quantidade de matéria (mol/L), da solução concentrada de ácido sulfúrico. Massa molar H_2SO_4 = 98 g/mol.

b) Para preparar a solução aquosa de ácido sulfúrico utilizada como decapante, dilui-se 50 mL da solução concentrada para um volume final de 250 mL. Qual concentração, em mol/L, essa solução apresenta?

18. (Udesc) João é estagiário de um laboratório de análise química do solo. Seu estágio estava transcorrendo bem, até que ele se deparou com um problema. Seu orientador pediu-lhe que fizesse uma solução de HCℓ a 2 mol/L e que o estagiário fosse até a sala de reagentes, pegasse um vidro de ácido clorídrico da marca *X*. João observou que no rótulo do reagente só havia as seguintes informações: massa molar de 36,46 g, densidade 1,18 g/mL, volume 1 L e 37% em massa. Nenhuma informação havia no rótulo sobre a concentração em mol/L, e João não sabia como calcular a concentração.

Suponha que você também estagiasse no mesmo laboratório e que João lhe pedisse ajuda. Responda:

a) Qual é a concentração do ácido clorídrico da marca *X*?

b) Que volume de ácido clorídrico da marca *X* você usaria para preparar 1 L da solução 2 mol/L?

19. (UFSM-RS) A soda cáustica (NaOH) é uma das bases mais usadas pela indústria química na preparação de compostos orgânicos, na purificação de óleos vegetais e derivados de petróleo etc. Suponha-se que, para ser usada em determinado processo industrial, há necessidade de 10 L de soda a 7,5%. Partindo-se de uma solução a 25% dessa substância (sol. *A*), o volume da solução e o volume de água que deveriam ser misturados, para obter a solução com a concentração desejada, são, em litros:

a) sol. *A* — 7,0; água — 3,0.

b) sol. *A* — 3,0; água — 7,0.

c) sol. *A* — 0,3; água — 9,7.

d) sol. *A* — 9,7; água — 0,3.

e) sol. *A* — 7,5; água — 2,5.

20. (Fesp-PE) Dispõe-se de 20,0 L de água oxigenada a 125 volumes (dado: 1 L de água oxigenada a 125 volumes libera 125 L de O_2 (g) nas CNTP). Para preparar 100,0 L de água oxigenada a 10 volumes, deve-se proceder praticamente da seguinte forma:

a) tomam-se 10 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.

b) tomam-se 100 L de água oxigenada a 125 volumes e aquecem-se até a proporção desejada.

c) tomam-se 8 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.

d) tomam-se 80,0 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.

e) tomam-se 125 L de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 L.

21. (ITA-SP) Para preparar 80 L de uma solução aquosa 12% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = 1,10 g/cm^3) foram adicionados *x* litros de uma solução aquosa 44% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = 1,50 g/cm^3) e *y* litros de água deionizada (massa específica = 1,00 g/cm^3). Os valores de *x* e *y* são, respectivamente:

a) 12 L e 68 L.

b) 16 L e 64 L.

c) 30 L e 50 L.

d) 36 L e 44 L.

e) 44 L e 36 L.

22. (UFC-CE) Em média, 90% das pessoas cujo exame de sangue apresenta concentração de etanol, C_2H_5OH, de 0,0030 g/mL de sangue, demonstram sinais óbvios de intoxicação. A concentração fatal é estimada em 0,0070 g/mL de sangue.

Supondo que todo o álcool vai direto para o sangue e que a densidade do etanol é de 0,80 g/mL, responda qual é a opção em que o volume de uísque (40% de etanol por volume) corresponde à diferença entre a intoxicação e a dose fatal para uma pessoa cujo volume de sangue é de 6,0 litros:

a) 12 mL

b) 22 mL

c) 30 mL

d) 75 mL

e) 120 mL

Mistura de soluções

CAPÍTULO 4

A mistura de soluções é feita frequentemente em algumas situações da nossa vida.

Fotografias: Cristina Xavier

Tanto o adoçante como o café são soluções; o mesmo é válido para o suco do limão e o chá. Nos dois casos, ocorre uma mistura de soluções.

Em laboratórios e nas indústrias, a mistura de soluções é um procedimento muito comum e importante; nesses casos, é fundamental a determinação da concentração dos componentes das misturas obtidas.

Getty Images/iStockphoto

Para fabricar determinado perfume, é necessário misturar várias essências, e cada uma delas é uma solução.

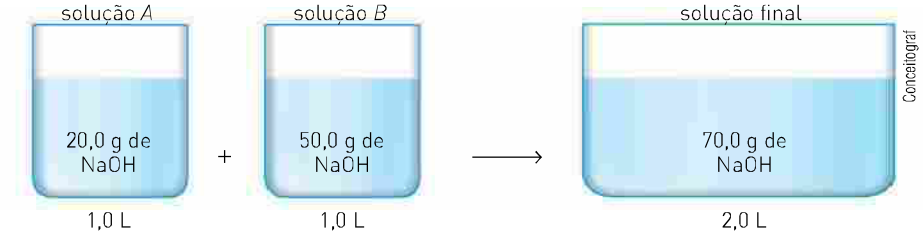
MISTURA DE SOLUÇÕES COM O MESMO SOLVENTE E O MESMO SOLUTO

Quando misturamos duas soluções formadas pelo mesmo solvente e pelo mesmo soluto, podemos verificar dois fatos:

- na solução final, a quantidade (número de mol ou massa) do soluto é igual à soma das quantidades de soluto presentes nas soluções iniciais;
- o volume da solução final corresponde, de maneira geral, à soma dos volumes das soluções iniciais.

> *Experimentalmente, verifica-se que na preparação de algumas soluções ocorre uma contração de volume, devido a interações intensas entre as moléculas do solvente e do soluto, do tipo ligações de hidrogênio. O volume final de uma solução deve ser sempre determinado experimentalmente.*

Vamos considerar a seguinte situação, na qual será feita a mistura de duas soluções aquosas de hidróxido de sódio (NaOH).



Como podemos notar pelo exemplo, na solução final a quantidade de soluto, a massa e o volume da solução correspondem às somas de seus valores nas soluções iniciais.

Para a solução final, temos:

$$\left.\begin{array}{l} m_1 = 70\text{ g de NaOH} \\ V = 2{,}0\text{ L} \end{array}\right\} C = \frac{70\text{ g}}{2{,}0\text{ L}} = \boxed{35\text{ g/L}}$$

O valor da concentração de uma mistura formada pelo mesmo soluto e pelo mesmo solvente pode ser determinado através de uma expressão matemática, deduzida da seguinte maneira:

solução A: $m_1 = 20\text{g}$ $\quad V_A = \text{L}$ $\quad C_A = \dfrac{m_1}{V_A} \Rightarrow m_1 = C_A V_A$

solução B: $m_1 = 50\text{ g}$ $\quad V_B = 1\text{ L}$ $\quad C_B = \dfrac{m_1}{V_B} \Rightarrow m_1 = C_B V_B$

solução final = (mistura): $m_1 = m_1 + m_1$

$$m_1 = C_A V_A + C_A V_B$$

$$C = \frac{m_1}{V} \qquad C_A V_A + C_B V_B = CV$$

$$m_1 = CV$$

Substituindo os valores:

$$C_A V_A + C_B V_B = CV$$

$$\frac{20\text{ g}}{1\text{ L}} \cdot 1\text{ L} + \frac{50\text{ g}}{1\text{ L}} \cdot 1\text{ L} = C \cdot 2\text{ L} \qquad C = 35\text{ g/L}$$

Note que a concentração de NaOH na mistura apresenta um valor intermediário entre os valores das soluções A e B.

CONCENTRAÇÃO EM g/L				
Solução *A*		**Mistura**		**Solução *B***
20 g/L	<	35 g/L	<	50 g/L

Esse tipo de fórmula, para a concentração em g/L, pode ser deduzida analogamente para outras formas de exprimir as concentrações:

$C_A V_A + C_B V_B + \ldots = CV$ $\qquad$ $\tau_A m_A + \tau_B m_B + \ldots = \tau m$ $\qquad$ $\tau_A m_A + \tau_B m_B + \ldots = \tau m$

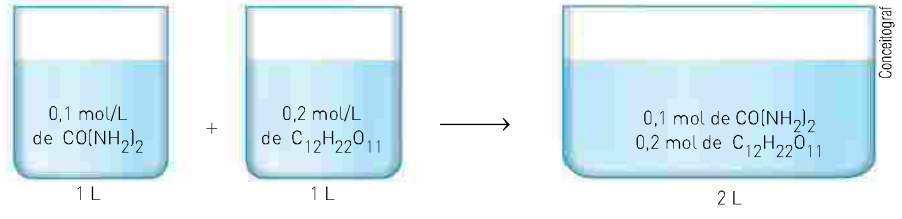
MISTURA DE SOLUÇÕES COM O MESMO SOLVENTE E SOLUTOS DIFERENTES

Nesse tipo de mistura de soluções pode ou não ocorrer uma reação química, dependendo dos solutos presentes nas soluções misturadas. Vamos estudar essas duas possibilidades separadamente.

Sem ocorrência de reação química

Neste caso, quando se misturam duas soluções, ocorre a diluição de cada um dos solutos, pois suas quantidades permanecem constantes, porém dispersas em um volume maior. As concentrações finais dos dois solutos são menores que as iniciais.

Vamos analisar a seguinte mistura:



Na solução final:

$$\text{para o } CO(NH_2)_2\text{: } \mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0{,}1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0{,}05 \text{ mol/L}$$

$$\text{para o } C_{12}H_{22}O_{11}\text{: } \mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0{,}2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0{,}1 \text{ mol/L}$$

Também poderíamos determinar as concentrações em mol/L do $CO(NH_2)_2$ e do $C_{12}H_{22}O_{11}$ após a mistura, utilizando a fórmula de diluição.

$$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$$

Assim:

$CO(NH_2)_2$

$$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$$

$$\frac{0{,}1 \text{ mol}}{\cancel{L}} \cdot 1 \cancel{L} = \mathcal{M}' \cdot 2 \text{ L}$$

$$\mathcal{M}' = 0{,}05 \text{ mol/L}$$

$C_{12}H_{22}O_{11}$

$$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$$

$$\frac{0{,}2 \text{ mol}}{\cancel{L}} \cdot 1 \text{ L} = M' \cdot 2 \text{ L}$$

$$M' = 0{,}1 \text{ mol/L}$$

Nesses exemplos, efetuamos os cálculos com a concentração em mol/L; porém, podemos aplicar o mesmo raciocínio para as outras formas de concentração.

Exercícios resolvidos

1. Misturando-se 200 mL de uma solução aquosa 0,20 mol/L de $AgNO_3$ com 800 mL de uma solução aquosa de $Ca(NO_3)_2$ 0,10 mol/L, quais serão as concentrações em mol/L dos íons Ag^+, Ca^{2+} e NO_3^- presentes na solução final?

Solução

Inicialmente vamos determinar o número de mol do soluto e dos íons em cada solução.

$AgNO_3 \begin{cases} V = 200\ mL = 0{,}20\ L \\ 0{,}20\ mol/L \end{cases}$

1,0 L de solução —— 0,20 mol $AgNO_3$

0,20 L —— x

x = 0,040 mol de $AgNO_3$

Na dissociação, temos:

$$\underset{0{,}040\ mol}{AgNO_3} \longrightarrow \underset{0{,}040\ mol}{Ag^+} + \underset{0{,}040\ mol}{NO_3^-}$$

$Ca(NO_3)_2 \begin{cases} V = 800\ mL = 0{,}80\ L \\ 0{,}10\ mol/L \end{cases}$

1,0 L de solução —— 0,10 mol $Ca(NO_3)_2$

0,80 L —— x

x = 0,08 mol de $Ca(NO_3)_2$

Na dissociação, temos:

$$\underset{0{,}08\ mol}{Ca(NO_3)_2} \longrightarrow \underset{0{,}08\ mol}{Ca^{2+}} + \underset{0{,}16\ mol}{2\ NO_3^-}$$

Para calcularmos a concentração em mol/L dos íons na solução final devemos considerar o volume final igual a 1,0 L:

$$Ag^+ = \frac{0{,}040\ mol}{1{,}0\ L} = 0{,}040\ mol/L$$

$$Ca^{2+} = \frac{0{,}080\ mol}{1{,}0\ L} = 0{,}080\ mol/L$$

$$NO_3^- = \frac{0{,}040\ mol + 0{,}16\ mol}{1{,}0\ L} = 0{,}20\ mol/L$$

2. (Fuvest-SP) Uma enfermeira precisa preparar 0,50 L de soro que contenha $1{,}5 \cdot 10^{-2}$ mol de KCℓ e $1{,}8 \cdot 10^{-2}$ mol de NaCℓ dissolvidos em uma solução aquosa de glicose. Ela tem à sua disposição soluções aquosas de KCℓ e NaCℓ de concentrações, respectivamente, 0,15 g/mL e $0{,}60 \cdot 10^{-2}$ g/mL. Para isso, terá de utilizar *x* mL da solução de KCℓ e *y* mL da solução de NaCℓ e completar o volume, até 0,50 L, com a solução aquosa de glicose. Os valores de *x* e *y* devem ser, respectivamente,

a) 2,5 e $0{,}60 \cdot 10^2$.
b) 7,5 e $1{,}2 \cdot 10^2$.
c) 7,5 e $1{,}8 \cdot 10^2$.
d) 15 e $1{,}2 \cdot 10^2$.
e) 15 e $1{,}8 \cdot 10^2$.

Dados (massa molar em g/mol): KCℓ = 75; NaCℓ = 59.

Solução

Inicialmente devemos transformar as concentrações de g/mL para mol/L.

Para o KCℓ = 0,15 g/mL:

1 mL de solução —— 0,15 g de KCℓ

1,0 L = 1 000 mL —— x

x = 150 g de KCℓ em 1,0 L de solução

1 mol de KCℓ —— 75 g

x —— 150 g

x = 2 mol de KCℓ em 1,0 L de solução

Para o NaCℓ = $0{,}60 \cdot 10^{-2}$ g/mL:

1 mL de solução —— $0{,}60 \cdot 10^{-2}$ g de NaCℓ

1,0 L = 1 000 mL —— x

x = 6,0 g de NaCℓ em 1,0 L de solução

1 mol de $NaC\ell$ ——— 59 g

x ——— 6,0 g

x = 0,1 mol de $NaC\ell$ em 1,0 L de solução

Como a enfermeira necessita preparar uma solução contendo $1,5 \cdot 10^{-2}$ mol de $KC\ell$ e $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol de $NaC\ell$ devemos calcular o volume de cada uma das soluções que contenha o número de mol necessário.

$KC\ell$

2,0 mol de $KC\ell$ ——— 1,0 L de solução

$1,5 \cdot 10^{-2}$ mol de $KC\ell$ ——— x

$x = 0,75 \cdot 10^{-2}$ L de solução

1,0 L ——— 1 000 mL

$0,75 \cdot 10^{-2}$ L ——— x ⇒ x = 7,5 mL de solução de $KC\ell$

$NaC\ell$

0,1 mol de $NaC\ell$ ——— 1,0 L de solução

$1,8 \cdot 10^{-2}$ mol ——— y ⇒ $y = 1,8 \cdot 10^{-1}$ L de solução

1,0 L ——— 1 000 mL

$1,8 \cdot 10^{-1}$ L ——— y ⇒ $y = 1,8 \cdot 10^{2}$ mL de solução de $NaC\ell$

Exercícios fundamentais

Considere as seguintes informações a respeito de dois sucos de laranja, a e b, e responda às questões de **1** a **3**.

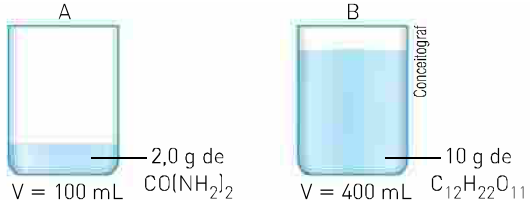
Sérgio Dotta Jr./The Next

8 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ dissolvidos
Volume do suco = 200 mL

Sérgio Dotta Jr./The Next

16 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ dissolvidos
Volume do suco = 300 mL

1. Qual dos dois sucos é mais "doce"? Justifique sua resposta.
2. Calcule a concentração em g/L do açúcar comum em cada suco.
3. Calcule a concentração em g/L do açúcar comum na solução obtida com a mistura dos dois copos de suco.
4. Foram preparadas duas soluções aquosas, *A* e *B*:



Com base nessas informações, calcule, em g/L:

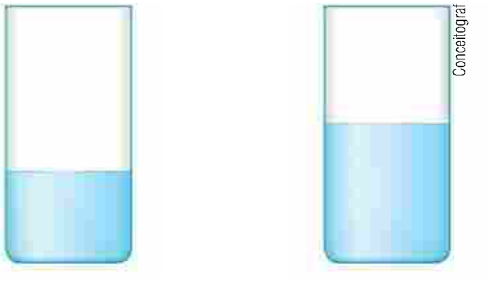
a) a concentração do $CO(NH_2)_2$ na solução *A*;

b) a concentração do $C_{12}H_{22}O_{11}$ na solução *B*;

c) a concentração do $CO(NH_2)_2$ e a do $C_{12}H_{22}O_{11}$ na solução resultante da mistura das soluções *A* e *B*.

Testando seu conhecimento

1. Observe as ilustrações que representam duas soluções aquosas.



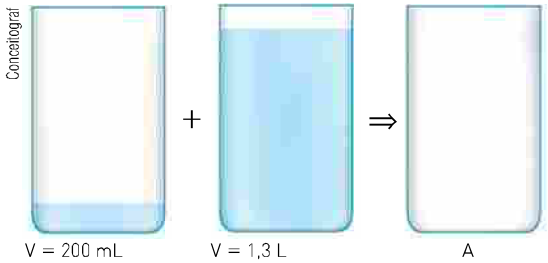
V = 200 mL
solução aquosa de $C_6H_{12}O_6$
C = 60 g/L

V = 300 mL
solução aquosa de $C_6H_{12}O_6$
C = 120 g/L

Qual a concentração em g/L da solução resultante da mistura dessas duas soluções?

2. Para originar uma solução de concentração igual a 120 g/L, qual é o volume, em litros, de uma solução aquosa de $CaC\ell_2$ de concentração 200 g/L que deve ser misturado a 200 mL de outra solução aquosa de $CaC\ell_2$ de concentração igual a 100 g/L?

3. As duas soluções representadas são inicialmente misturadas.

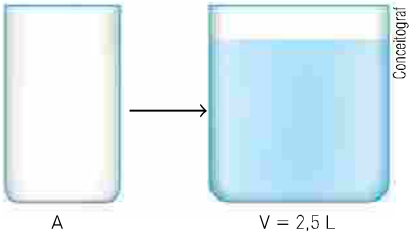


V = 200 mL
C = 24,0 g/L de solução aquosa de NaOH

V = 1,3 L
C = 2,08 g/L de solução aquosa de NaOH

A

A seguir, a solução obtida (*A*) é diluída até um volume final de 2,5 L.



A

V = 2,5 L
solução aquosa de NaOH

Com base nessas informações, calcule a concentração em g/L da solução final.

4. Calcule o volume em litros de uma solução aquosa 1,50 mol/L de KOH que deve ser misturado a 0,60 L de uma solução aquosa 1,0 mol/L da mesma base, com a mesma concentração, para preparar uma solução aquosa 1,20 mol/L de KOH.

5. (PUC-RS) Uma solução foi preparada misturando-se 200 mL de uma solução de HBr 0,20 mol/L com 300 mL de solução de $HC\ell$ 0,10 mol/L. As concentrações, em mol/L, dos íons Br^-, $C\ell^-$ e H^+ na solução serão, respectivamente,

a) 0,04; 0,03; 0,04
b) 0,04; 0,03; 0,07
c) 0,08; 0,06; 0,06
d) 0,08; 0,06; 0,14
e) 0,2; 0,1; 0,3

6. (Uneb-BA) O "soro caseiro" consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio (3,5 g/L) e de sacarose (11 g/L); respectivamente, a massa de cloreto de sódio e a de sacarose necessárias para preparar 500 mL de soro caseiro são:

a) 17,5 g e 55 g.
b) 175 g e 550 g.
c) 1 750 mg e 5 500 mg.
d) 17,5 mg e 55 mg.
e) 175 mg e 550 mg.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UA-AM) Uma solução de 2,0 litros de NaOH, com concentração 40 g/L, é misturada com 3 litros de solução de KOH de concentração 60 g/L. Suas concentrações finais de mol/L, após a mistura, são, respectivamente:
(Dados: Na = 23 g/mol, O = 16 g/mol, H = 1 g/mol, K = 39 g/mol.)

a) 1,0 e 1,32. **b)** 0,4 e 0,66. **c)** 0,4 e 0,4. **d)** 0,55 e 0,66. **e)** 0,4 e 1,32.

2. (Ufes) Misturando-se 60,0 mL de solução de HCℓ de concentração 2,0 mol/L com 40,0 mL de solução de HCℓ de concentração 4,5 mol/L, obtém-se uma solução de HCℓ, de concentração, em gramas por litro (g/L), igual a:
(Dados: H = 1; Cℓ = 35,5.)

a) 3,0 **b)** 10,5 **c)** 36,5 **d)** 109,5 **e)** 365,0

3. (UEG-GO) Em um laboratório, encontram-se duas soluções aquosas *A* e *B* de mesmo soluto, com concentrações de 1,2 e 1,8 mol · L^{-1}, respectivamente. De posse dessas informações, determine:

a) o número de mols do soluto presente em 200 mL da solução *A*;

b) a concentração final de uma solução obtida pela mistura de 100 mL de solução *A* com 300 mL da solução *B*.

4. (UFRGS-RS) Misturam-se volumes iguais de duas soluções *A* e *B* de NaOH, de concentração 1 mol/L e 2 mol/L, respectivamente, resultando uma solução *C*. Adicionando-se 200 mL de água à solução *C*, obtém-se a solução *D*. Sobre essas soluções pode-se afirmar que:

a) *C* e *D* apresentam diferentes quantidades de soluto.

b) *B* e *D* têm concentrações iguais.

c) a concentração de *C* é 1,5 mol/L e a de *D* é maior que 1,5 mol/L.

d) a concentração de *C* é 1,5 mol/litro e a de *D* é menor que 1,5 mol/litro.

e) *A* e *B* apresentam a mesma quantidade de soluto.

5. (UFC-CE) No recipiente *A*, temos 50 mL de uma solução 1 M de NaCℓ. No recipiente *B*, há 300 mL de uma solução que possui 30 g de NaCℓ por litro de solução. Juntou-se o conteúdo dos recipientes *A* e *B*, e o volume foi completado com água até formar 1 litro de solução. Determine a concentração final da solução obtida em g/L.
(Massas molares, em g/mol, do Na = 23,0 e do Cℓ = 35,5.)

6. (Uece) Um recipiente contém 150 mL de solução de cloreto de potássio 4,0 mol/L, e outro recipiente contém 350 mL de solução de sulfato de potássio 3,0 mol/L. Depois de misturarmos as soluções dos dois recipientes, as concentrações em quantidade de matéria em relação aos íons K^+ e SO_4^{2-} serão, respectivamente:

a) 4,2 mol/L e 2,1 mol/L. **c)** 5,4 mol/L e 2,1 mol/L.

b) 4,2 mol/L e 3,6 mol/L. **d)** 5,4 mol/L e 3,6 mol/L.

7. (UFRGS-RS) Misturando-se 250 mL de solução 0,600 mol/L de KCℓ com 750 mL de solução 0,200 mol/L de $BaC\ell_2$, obtém-se uma solução cuja concentração de íon cloreto, em mol/L, é igual a

a) 0,300 **b)** 0,400 **c)** 0,450 **d)** 0,600 **e)** 0,800

8. (UFR-RJ) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de KCℓ com 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de $MgC\ell_2$, as concentrações de íons K^+, Mg^{2+} e $C\ell^-$ na solução resultante serão, respectivamente,

a) 0,05 mol · L^{-1}; 0,05 mol · L^{-1} e 0,1 mol · L^{-1}

b) 0,04 mol · L^{-1}; 0,04 mol · L^{-1} e 0,12 mol · L^{-1}

c) 0,05 mol · L^{-1}; 0,05 mol · L^{-1} e 0,2 mol · L^{-1}

d) 0,1 mol · L^{-1}; 0,15 mol · L^{-1} e 0,2 mol · L^{-1}

e) 0,05 mol · L^{-1}; 0,05 mol · L^{-1} e 0,15 mol · L^{-1}

9. (UFMG) O quadro abaixo apresenta as quantidades utilizadas na preparação de três soluções aquosas de permanganato de potássio ($KMnO_4$).

Solução	Massa de $KMnO_4$/g	Volume de solução/mL
I	4	100
II	6	300
III	12	200

Analise o quadro quanto às concentrações das soluções e assinale a alternativa correta.

a) Se adicionarmos a solução II à solução III, a concentração final será menor que a da solução I.

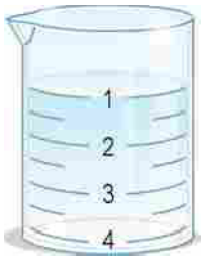
b) Se adicionarmos 100 mL de água à solução I, a concentração final será a mesma da solução III.

c) A solução mais concentrada é a que tem o menor volume.

d) A solução mais diluída é a que tem a maior massa de soluto.

10. (Cefet-MG) A figura ao lado ilustra um recipiente onde foram misturados volumes iguais de duas soluções, cujas densidades valem 1,100 g · mL^{-1} e 1,020 g · mL^{-1}.

Ao mergulharmos uma esfera de massa 300 mg e volume 0,5 cm^3 no recipiente ao lado, ela se posicionará no ponto:



Hélio Senatore

a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

11. (UFG-GO) Um analista necessita de 100 mL de uma solução aquosa de NaCℓ 0,9% (m/v). Como não dispõe do sal puro, resolve misturar duas soluções de NaCℓ (aq): uma de concentração 1,5% (m/v) e outra de 0,5% (m/v). Calcule o volume de cada solução que deverá ser utilizado para o preparo da solução desejada.

12. (UPE) O volume de água destilada que deve ser adicionado a uma mistura contendo 100,0 mL de hidróxido de sódio 0,5 mol/L, com 25,0 g de solução do mesmo hidróxido a 40% em massa e densidade 1,25 g/mL, de modo a se obter uma solução 0,25 mol/L, é:
Dado: massa molar do hidróxido = 40 g/mol.

a) 1 200,0 mL
b) 108,0 mL
c) 1 080,0 L
d) 1,08 L
e) 1,2 mL

Com ocorrência de reação química

Em laboratórios ou indústrias, a maioria das reações é realizada utilizando reagentes em soluções.

Para misturar soluções em que ocorre reação, é preciso saber equacionar a reação e conhecer a proporção em número de mol na qual ela ocorre.

Veja dois exemplos.

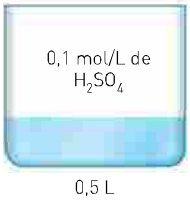
1º exemplo

Quando misturamos 0,5 L de uma solução aquosa 0,1 mol/L de H_2SO_4 a 0,5 L de uma solução aquosa 0,2 mol/L de NaOH, ocorre uma reação em que são produzidos sal e água. Essa reação é representada pela equação:

> *Os coeficientes dos participantes de uma reação indicam a proporção em número de mol dos reagentes e dos produtos.*

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Para determinar o caráter — ácido, básico ou neutro — da mistura (solução final), além de conhecermos a equação, devemos determinar e relacionar o número de mol do ácido e da base:



$n_{H_2SO_4} = \mathcal{M}_{H_2SO_4} \cdot V_{H_2SO_4}$
$n_{H_2SO_4} = 0{,}1\ mol/\ell \cdot 0{,}5\ \ell$
$n_{H_2SO_4} = 0{,}05\ mol\ de\ H_2SO_2$

$n_{NaOH} = \mathcal{M}_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$
$n_{NaOH} = 0{,}2\ mol/\ell \cdot 0{,}5\ \ell$
$n_{NaOH} = 0{,}10\ mol\ de\ NaOH$

Conhecendo-se o número de mol dos solutos, o próximo passo será relacioná-los com a equação:

	H_2SO_4	+ 2 NaOH	⟶	Na_2SO_4	+ 2 H_2O
proporção:	1 mol	2 mol		1 mol	
nº de mol dos solutos:	0,05 mol	0,10 mol			

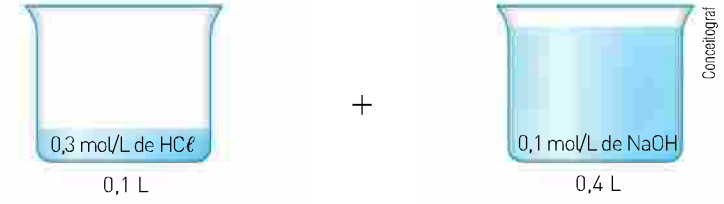
Como podemos observar, os reagentes estão presentes em quantidade estequiométrica, ou seja, o número de mol obedece à proporção dada pela equação balanceada. Isso permite concluir que a solução final será neutra, pois não ocorre excesso do ácido nem da base, consumidos totalmente, originando sal e água.

O número de mol de sal formado (Na_2SO_4) é igual a 0,05 mol, pois obedece à proporção estequiométrica e permanece dissolvido na solução final que apresenta volume de 1,0 L. Com esses dados, podemos calcular a concentração em mol/L desse sal:

$$\mathcal{M}_{sal} = \frac{n_{sal}}{V(L)_{final}} = \frac{0{,}05\ mol}{1{,}0\ L} = 0{,}05\ mol \cdot L^{-1}$$

2º exemplo

Considere a mistura das soluções aquosas de HCℓ e de NaOH a seguir:



Utilizando o mesmo processo do exemplo anterior, podemos estabelecer o caráter e outras características da solução final e, para isso, vamos determinar inicialmente o número de mol do ácido e da base:

$n_{HC\ell} = \mathcal{M}_{HC\ell} \cdot V_{HC\ell}$
$n_{HC\ell} = 0{,}3\ mol/L \cdot 0{,}1\ L$
$n_{HC\ell} = 0{,}03\ mol\ de\ HC\ell$

$n_{NaOH} = \mathcal{M}_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$
$n_{NaOH} = 0{,}1\ mol/L \cdot 0{,}4\ L$
$n_{NaOH} = 0{,}04\ mol\ de\ HC\ell$

Quando misturamos as duas soluções, ocorre a reação entre o ácido e a base, que pode ser representada pela equação balanceada a seguir:

	1 HCℓ	+	1 NaOH	⟶	1 NaCℓ	+	1 H_2O
proporção:	1 mol		1 mol		1 mol		1 mol
nº de mol dos solutos:	0,03 mol		0,04 mol (excesso = 0,01 mol)		0,03 mol		

O número de mol do sal formado (NaCℓ) é igual a 0,03 mol, de acordo com a proporção estequiométrica, e permanece dissolvido na solução final que apresenta volume de 0,5 L. Através dos dados conhecidos, podemos determinar a concentração em mol/L do NaCℓ:

$$\mathcal{M}_{NaC\ell} = \frac{n_{sal}}{V(L)_{final}} = \frac{0{,}03\ mol}{0{,}5\ L} = 0{,}06\ mol \cdot L^{-1}$$

Como existe excesso de 0,01 mol de NaOH, a solução final será básica.

Se desejarmos calcular a concentração em mol/L do NaOH na solução final, devemos proceder da seguinte maneira:

$$\mathcal{M}_{NaOH\ (excesso)} = \frac{n_{1\ (excesso)}}{V(L)_{final}} = \frac{0{,}01\ mol}{0{,}5\ L} = 0{,}02\ mol \cdot L^{-1}$$

Titulação

Uma aplicação frequente desses fundamentos teóricos em laboratórios é a determinação da concentração desconhecida de uma solução através de uma técnica chamada **titulação**.

A titulação é muito usada no estudo das **reações ácido-base**, com a ajuda de **indicadores**.

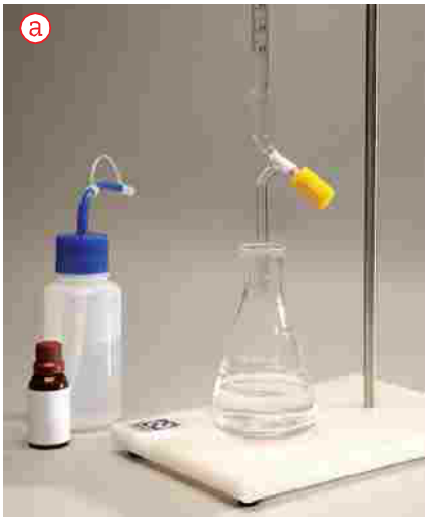
Para exemplificar, veja como se determina a concentração desconhecida de uma solução aquosa de HCℓ, com o auxílio de uma solução aquosa de NaOH de concentração conhecida e do indicador fenolftaleína.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Solução de HCℓ de concentração desconhecida (x).

Solução de NaOH de concentração conhecida (0,1 mol/L).

O procedimento para a titulação consiste fundamentalmente de três etapas:

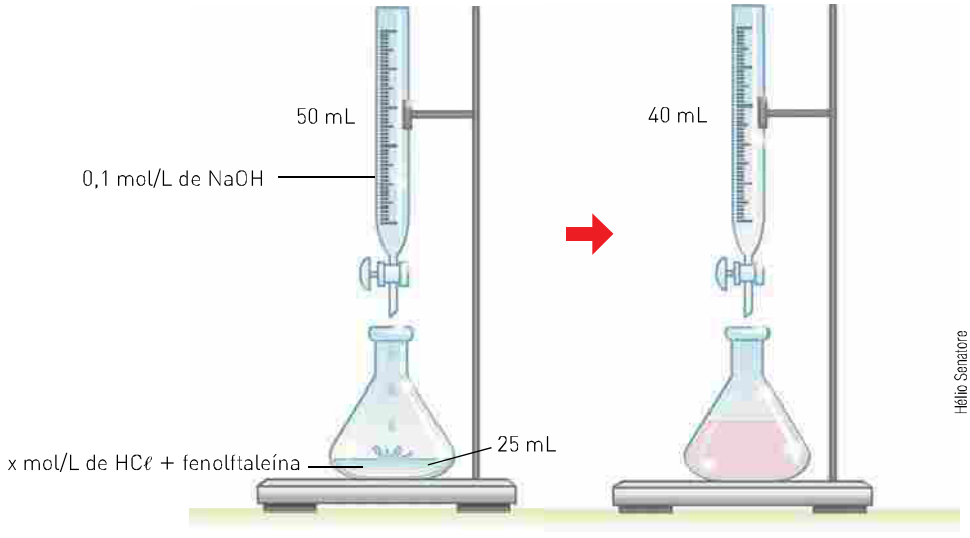


Lentamente, gota a gota, adiciona-se a base da bureta à solução ácida de concentração desconhecida, contida no erlenmeyer, misturada previamente com o indicador fenolftaleína, sob constante agitação.

À medida que se aproxima o ponto final da titulação, forma-se uma coloração rosa-claro, quando a base é adicionada ao ácido. Essa coloração desaparece com a agitação. Essa situação indica que a titulação está próxima de seu final. Mantém-se o gotejamento e agita-se constantemente o erlenmeyer.

No ponto final ou ponto de equivalência da titulação, isto é, quando o número de mol da base se iguala ao número de mol do ácido (reagentes em proporção estequiométrica), a cor rósea se estende e permanece mesmo sob agitação.

Para entender quantitativamente esse procedimento, vamos analisar um exemplo.



$$\text{Para o NaOH} \begin{cases} V_{\text{gasto na titulação}} = 10\ \text{mL} = 10^{-2}\ \text{L} \\ \mathcal{M} = 0{,}1\ \text{mol/L} \\ n_{NaOH} = \mathcal{M} \cdot V = 0{,}1 \cdot 10^{-2} = 10^{-3}\ \text{mol de NaOH} \end{cases}$$

A reação que ocorre pode ser representada por:

	NaOH	+	HCℓ		NaCℓ	+	H_2O
proporção:	1 mol		1 mol		1 mol		
nº de mol dos solutos:	10^{-3} mol		10^{-3} mol		10^{-3} mol		

Para neutralizar 10^{-3} mol de NaOH, devemos ter 10^{-3} mol de HCℓ na solução de ácido.

$$\text{Para o HC}\ell \begin{cases} n = 10^{-3}\ \text{mol} \\ V = 25\ \text{mL} = 25 \cdot 10^{-3}\ \text{L} \\ \mathcal{M}_{HC\ell} = \dfrac{n_1}{V(\text{L})} = \dfrac{10^{-3}\text{mol}}{25 \cdot 10^{-3}\ \text{L}} = 0{,}04\ \text{mol/L} \end{cases}$$

Assim, a concentração em mol/L da solução de HCℓ é 0,04 mol/L.

Pela titulação, foi possível determinar a concentração da solução de HCℓ.

Exercícios **resolvidos**

1. Uma amostra impura de NaOH, de massa igual a 8,0 g, foi dissolvida até obterem-se 200 mL de solução aquosa. Uma alíquota (amostra líquida) de 25 mL dessa solução foi neutralizada totalmente quando titulada com 40 mL de H_2SO_4 0,25 mol/L. Admitindo que as impurezas não reagem com o ácido, determine o teor de pureza do NaOH. (Dado: massa molar do NaOH = 40 g · mol^{-1}.)

Solução

Inicialmente vamos determinar o número de mol de H_2SO_4 consumidos.

$$\begin{cases} V = 40\ \text{mL} = 40 \cdot 10^{-3}\ \text{L} \\ 0{,}25\ \text{mol/L de } H_2SO_4 \end{cases}$$

$0{,}25$ mol de H_2SO_4 ——— $1{,}0$ L
x ——— $40 \cdot 10^{-3}$ L

$x = 0{,}25 \cdot 40 \cdot 10^{-3}$

$x = 10^{-2}$ mol de H_2SO_4

A reação que ocorre na neutralização total pode ser representada pela equação:

$$1\ H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

1 mol 2 mol

Como a proporção é de 1 H_2SO_4 : 2 NaOH, temos:

1 mol H_2SO_4 ——— 2 mol NaOH
10^{-2} mol H_2SO_4 ——— x

$x = 2 \cdot 10^{-2}$ mol de NaOH presente na amostra titulada

Assim, a massa de NaOH presente na amostra de 25 mL é:

1 mol de NaOH ——— 40 g
$2 \cdot 10^{-2}$ mol de NaOH ——— x

$x = 0{,}8$ g de NaOH

Como a solução preparada apresentava um volume de 200 mL, temos:

$0{,}8$ g de NaOH ——— 25 mL
x ——— 200 mL

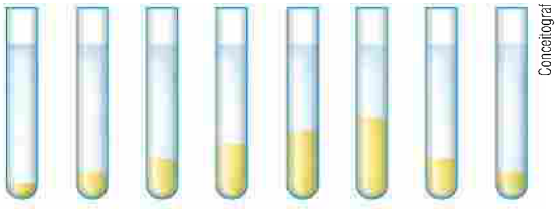
$x = 6{,}4$ g de NaOH

A massa de $6{,}4$ g de NaOH é a parte pura na amostra de $8{,}0$ g. Assim:

$8{,}0$ g ——— 100%
$6{,}4$ g ——— x

$x = 80\%$ de pureza

2. (Fuvest-SP) Em solução aquosa, íons de tálio podem ser precipitados com íons cromato. Forma-se o sal pouco solúvel, cromato de tálio, $T\ell_x(CrO_4)_y$. Tomaram-se 8 tubos de ensaio. Ao primeiro, adicionaram-se 1 mL de solução de íons tálio (incolor) na concentração de 0,1 mol/L e 8 mL de solução de íons cromato (amarela), também na concentração de 0,1 mol/L. Ao segundo tubo, adicionaram-se 2 mL da solução de íons tálio e 7 mL da solução de íons cromato. Continuou-se assim até o oitavo tubo, no qual os volumes foram 8 mL da solução de íons tálio e 1 mL da solução de íons cromato. Em cada tubo, obteve-se um precipitado de cromato de tálio. Os resultados foram os da figura.



A coloração da solução sobrenadante diminui da esquerda para a direita.

precipitado

Os valores de x e y, na fórmula $T\ell_x(CrO_4)_y$, são, respectivamente,

a) 1 e 1. **c)** 2 e 1. **e)** 3 e 2.
b) 1 e 2. **d)** 2 e 3.

Solução

Admitindo que no tubo 6, contendo maior massa de precipitado, não exista excesso de reagente, temos:
Quantidades iniciais:

	Volume	conc. molar	quantidades
$T\ell^{y+}$	6 mL	0,1 mol/L	$n = \mathcal{M}V = (0{,}1\ mol/L) \cdot (6 \cdot 10^{-3}\ L) = 0{,}6 \cdot 10^{-3}$ mol
CrO_4^{x-}	3 mL	0,1 mol/L	$n = \mathcal{M}V = (0{,}1\ mol/L) \cdot (3 \cdot 10^{-3}\ L) = 0{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol

Assim:

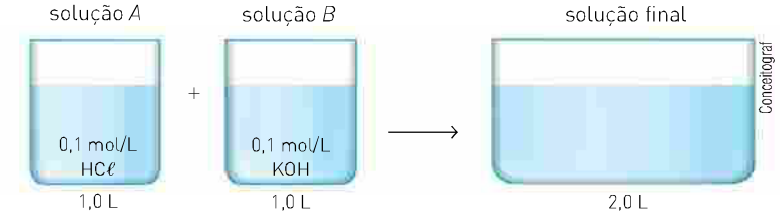
$$\left.\begin{array}{ccccc} xT\ell^{y+} & + & yCrO_4^{x-} & \rightarrow & T\ell_x(CrO_4)_y \\ x\ mol & & y\ mol & & 1\ mol \\ 0{,}6 \cdot 10^{-3} & & 0{,}3 \cdot 10^{-3} & & \end{array}\right\} \frac{x}{0{,}6 \cdot 10^{-3}} = \frac{y}{0{,}3 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \frac{x}{y} = \frac{2}{1}$$

Logo, os valores de x e y na fórmula do sal serão:

$x = 2$ $y = 1$

Exercícios fundamentais

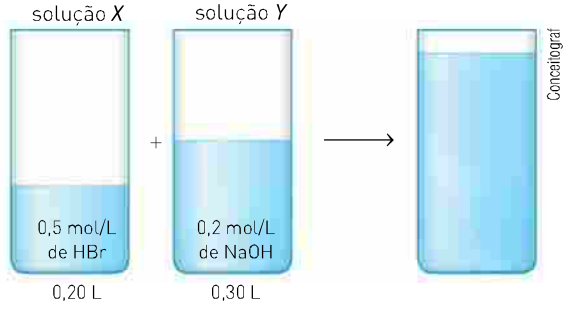
O esquema a seguir representa a mistura de soluções aquosas.



Com base nessas informações, responda às questões de **1** a **6**.

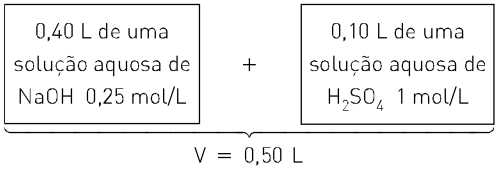
1. Equacione a reação, devidamente balanceada, que ocorre entre os solutos ao misturarmos as soluções.
2. Determine o número de mol de HCℓ na solução *A* e de KOH na solução *B*.
3. Algum dos reagentes estava em excesso? Justifique.
4. A solução final será ácida, básica ou neutra?
5. Qual o número de mol de KCℓ formado?
6. Calcule a concentração em mol/L de KCℓ na solução final.

Observe a mistura de soluções esquematizada a seguir e responda às questões de **7** a **12**.



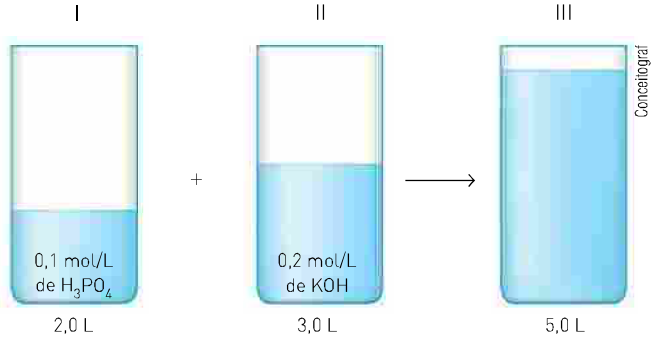
7. Equacione a reação, devidamente balanceada, que ocorre entre os solutos ao misturarmos as soluções.
8. Determine o número de mol de HBr na solução *X* e de NaOH na solução *Y*.
9. Algum dos reagentes está em excesso? Justifique.
10. A solução final será ácida, básica ou neutra?
11. Calcule a concentração em mol/L do sal formado.
12. Calcule a concentração em mol/L do excesso, caso exista.

Considere o esquema a seguir e responda às questões de **13** a **16**.



13. A solução final será ácida, básica ou neutra?
14. Determine o número de mol de H_2SO_4 na solução final.
15. Calcule a concentração de H_2SO_4, em mol/L, na solução final.
16. Calcule a concentração do sal, em mol/L, na solução final.

O esquema a seguir representa a mistura de duas soluções aquosas de ácido fosfórico e hidróxido de potássio, onde ocorre uma reação. Com base nesses dados, responda às questões de **17** a **21**.



17. Equacione a reação de neutralização total entre o ácido fosfórico e o hidróxido de potássio.

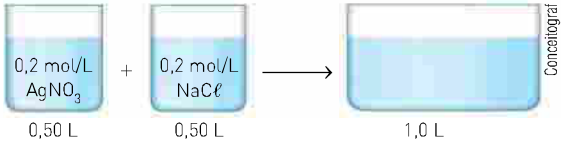
18. Determine o número de mols de H_3PO_4 no frasco I.

19. Determine o número de mols de KOH no frasco II.

20. Determine o número de mols do sal no frasco III.

21. Calcule a concentração em mol/L do sal no frasco III.

A respeito do esquema a seguir, que mostra a mistura das soluções de $AgNO_3$ e cloreto de sódio, responda às questões de **22** a **26**.



22. Equacione a reação entre $AgNO_3$ e $NaC\ell$.

23. Qual o número de mols do precipitado formado?

24. Qual o número de mols do sal solúvel presente na solução final?

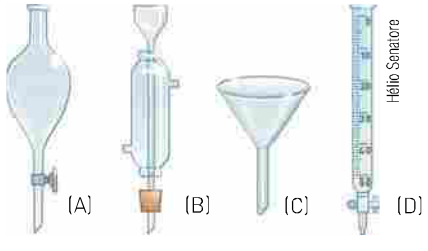
25. Calcule a concentração em mol/L do $NaNO_3$ na solução final.

26. A concentração em mol/L do NO_3^- na solução final é maior, menor ou igual à sua concentração na solução inicial?

> *Sais de metais alcalinos são solúveis em água.*
> *Todos os nitratos são solúveis em água.*

Testando seu conhecimento

1. (UEL-PR) Em uma residência, é possível encontrar vários objetos cujas utilidades variam de acordo com a forma, por exemplo: copo, xícara e cálice. Em um laboratório químico, não é diferente, existindo vidrarias com formas distintas que são utilizadas em procedimentos laboratoriais específicos. Analise as imagens ao lado.



Com base nas imagens e nos conhecimentos sobre vidrarias de laboratório, considere as afirmativas a seguir.

I. A vidraria (*A*) é utilizada para separar os componentes de uma mistura constituída por dois líquidos miscíveis.
II. Para separar a água dos demais componentes da água do mar, sem a areia, é utilizada a vidraria (*B*).
III. Ao passar uma solução aquosa de sulfato de cobre (azul) e sem corpo de fundo pelo aparato (*C*), com papel de filtro, o filtrado resultante será incolor.
IV. A vidraria (*D*) é utilizada na determinação da concentração de uma solução ácida.

Estão corretas apenas as afirmativas:

a) I e II. **b)** I e III. **c)** II e IV. **d)** I, III e IV. **e)** II, III e IV.

2. (Unicamp-SP) *Indicadores* são substâncias que apresentam a propriedade de mudar de cor em função da acidez ou basicidade do meio em que se encontram. Em três experimentos diferentes, misturou-se uma solução aquosa de $HC\ell$ com uma solução aquosa de NaOH. As soluções de ambos os reagentes apresentavam a mesma concentração (mol/L). Após a mistura acrescentou-se um determinado indicador, obtendo-se os seguintes resultados:

	Experimento 1	**Experimento 2**	**Experimento 3**
Reagentes	2 mL de $HC\ell$ + 1 mL de NaOH	2 mL de $HC\ell$ + 2 mL de NaOH	2 mL de $HC\ell$ + 3 mL de NaOH
Cor do indicador	amarelo	verde	azul

a) Considerando esses três experimentos, que cor esse indicador apresentará em contato com o suco de limão, que possui uma apreciável concentração de substâncias ácidas? Justifique.

b) Que cor apresentará o indicador se misturarmos os reagentes do experimento 1 com os reagentes do experimento 3? Justifique.

3. (UEM-PR) Qual será o volume, em mililitros (mL), de uma solução aquosa de hidróxido de sódio 0,10 mol/L necessário para neutralizar 25 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico 0,30 mol/L?

(Na = 23; O = 16; H = 1; $C\ell$ = 35,5.)

4. (UFPB) Um técnico laboratorial, distraidamente, deixou derramar no chão um frasco de 20 mL de uma solução 0,2 mol/L de ácido sulfúrico. Na prateleira, ele dispunha de uma solução de hidróxido de sódio 0,6 mol/L. Nessa situação, para neutralizar completamente o volume de ácido derramado, será necessário um volume de base igual a:

a) 18,50 mL **b)** 20,00 mL **c)** 6,66 mL **d)** 13,33 mL **e)** 26,66 mL

5. (PUC-RJ) O volume de solução aquosa de ácido sulfúrico 1,0 mol $\cdot$ L^{-1} necessário para neutralizar completamente 0,2 L de uma solução aquosa de hidróxido de potássio de concentração 1,0 mol L^{-1} (ver reação a seguir) será:

$$H_2SO_4\,(aq) + 2\,KOH\,(aq) \rightarrow K_2SO_4\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

a) 0,2 L. **c)** 100 mL. **e)** nenhuma das alternativas anteriores.

b) 0,4 L. **d)** 200 dm^3.

6. (PUC-RJ) 100 mL de uma solução aquosa $1,0 \cdot 10^{-1}$ mol $\cdot$ L^{-1} de $HC\ell$ são misturados com 150 mL de solução aquosa $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol $\cdot$ L^{-1} de $Pb(NO_3)_2$ que reagem segundo a reação a seguir.

$$2\,HC\ell\,(aq) + Pb(NO_3)_2\,(aq) \rightarrow PbC\ell_2\,(s) + 2\,HNO_3\,(aq)$$

Assinale a alternativa que indica, com maior aproximação, a quantidade máxima de $PbC\ell_2$ que pode ser obtida na reação.

a) 0,06 g **b)** 0,41 g **c)** 0,83 g **d)** 1,6 g **e)** 2,6 g

7. (Ufla-MG) Com relação a soluções salinas, responda os itens *a* e *b*.

a) Juntam-se em um recipiente 100 mL de solução aquosa de ácido sulfúrico 0,2 mol $\cdot$ L^{-1} com 100 mL de solução aquosa 0,4 mol $\cdot$ L^{-1} de hidróxido de potássio. Ao completar a reação, tem-se a formação de uma solução salina. Escreva a equação balanceada que representa a reação entre os dois compostos e calcule a concentração (em mol $\cdot$ L^{-1}) da solução salina formada.

b) Calcule a concentração em mol $\cdot$ L^{-1} de uma solução salina de sulfato de sódio (Na_2SO_4) que contenha 10,65 g desse sal em 500 mL de solução.
(Dado: Na_2SO_4 = 142.)

8. (PUC-RJ) A concentração de um soluto em uma solução, em termos de quantidade de matéria, é a razão entre a quantidade, em mols, do soluto e o volume final da solução, em litros.

Quatro gramas de hidróxido de sódio, NaOH, são dissolvidos em água formando 250 mL de solução aquosa dessa base forte. Essa solução foi misturada com 100 mL de solução aquosa, 0,05 mol L^{-1} de nitrato de chumbo, $Pb(NO_3)_2$, que, por sua vez, reage completamente com a base forte formando um precipitado de hidróxido de chumbo, $Pb(OH)_2$, conforme a seguinte equação:

$$2\,NaOH\,(aq) + Pb(NO_3)_2\,(aq) \rightarrow Pb(OH)_2\,(s) + 2\,NaNO_3\,(aq)$$

Responda às questões que seguem:

a) calcule a concentração em quantidade de matéria (molL^{-1}) da solução original de hidróxido de sódio;

b) calcule a quantidade, em mols, de nitrato de chumbo presente nos 100 mL de solução que foram misturados com a base forte;

c) indique com cálculos o reagente limitante dessa reação, ou seja, aquele que reage completamente;

d) calcule a quantidade máxima de $Pb(OH)_2$ (s), em gramas, que pode ser obtida na reação indicada no problema.

9. (Uespi) Alguns minerais como a pirita (FeS_2), quando expostos ao ar, se decompõem formando uma solução de ácido sulfúrico, H_2SO_4. Nas minas de ferro, a água ácida que drena para os lagos e rios mata os peixes e outros animais. Em uma mina, uma amostra de 20,0 mL de água foi neutralizada, com 16 mL de uma solução aquosa de KOH 0,30 mol · L^{-1}. Qual é a concentração de H_2SO_4, em mol · L^{-1}, na água?

a) 0,36
b) 0,24
c) 0,12
d) 0,85
e) 0,60

10. (UFSM) Adicionam-se 650 mL de solução de sulfato de alumínio de concentração 0,01 mol L^{-1} a 100 mL de solução de hidróxido de cálcio de concentração 0,03 mol L^{-1}. A equação não balanceada da reação é a seguinte:

$$A\ell_2(SO_4)_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow A\ell(OH)_3(s) + CaSO_4(aq)$$

Assinale a alternativa que apresenta a concentração de sulfato de cálcio, em mol · L^{-1}, presente na solução final.

a) 0,002
b) 0,004
c) 0,020
d) 0,030
e) 0,040

11. (UFPB) A qualidade da água para consumo humano é alvo de preocupação constante por parte dos governos e da sociedade em geral. Um dos parâmetros monitorados para avaliar essa qualidade é o teor de cloreto que é determinado por titulação com uma solução padrão de $AgNO_3$. De acordo com esse método, mede-se o volume da solução de nitrato de prata necessário para reagir com todo cloreto presente na amostra em análise. A equação da reação envolvida é:

$$C\ell^-(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgC\ell(s) + NO_3^-(aq)$$

Baseado nessas informações e considerando que, na determinação do teor de $C\ell^-$ em uma amostra de 50 mL de água, foi gasto 1 mL de uma solução 0,05 mol/L de $AgNO_3$, conclui-se que o teor de $C\ell^-$ nessa água é:

a) 0,355 mg/L
b) 3,55 mg/L
c) 5,33 mg/L
d) 355 mg/L
e) 35,5 mg/L

12. (Uerj) Em um experimento, uma amostra de 10 mL de um produto químico comercial que contém hidróxido de cálcio foi completamente neutralizada por 5 mL de solução aquosa de ácido clorídrico com concentração igual a 0,01 mol L^{-1}.

Escreva a equação química completa e balanceada dessa reação de neutralização.

Em seguida, calcule a concentração, em g · L^{-1}, de hidróxido de cálcio presente na amostra do produto comercial.

13. (IME-RJ) Um erlenmeyer contém 10,0 mL de uma solução de ácido clorídrico, juntamente com algumas gotas de uma solução de fenolftaleína. De uma bureta, foi-se gotejando uma solução 0,100 M de hidróxido de sódio até o aparecimento de leve coloração rósea. Nesse momento, observou-se um consumo de 20,0 mL da solução alcalina. Pode-se afirmar que a concentração de $HC\ell$ na solução ácida original era de:

(Dados: Massas atômicas: H = 1,00 u, O = 16,0 u, Na = 23,0 u, $C\ell$ = 35,5 u.)

a) $3{,}65 \cdot 10^{-3}$ g/cm³
b) $7{,}30 \cdot 10^{-3}$ g/cm³
c) $4{,}00 \cdot 10^{-3}$ g/cm³
d) $3{,}20 \cdot 10^{-3}$ g/cm³
e) $2{,}00 \cdot 10^{-3}$ g/cm³

14. (Udesc) Assinale a alternativa que fornece a concentração da solução de $HC\ell$, em mol L^{-1}, que é obtida após a mistura de 20,0 mL de $HC\ell$ 0,10 mol L^{-1}, 10,0 mL de $HC\ell$ 0,02 mol L^{-1} e 10,0 mL de NaOH 0,01 mol L^{-1}.

a) 0,0733
b) 0,525
c) 0,052
d) 0,1100
e) 2,75

15. (IFPE) Em um laboratório de tratamento de efluente, um laboratorista pretende desprezar uma sobra de 8,0g de hidróxido de sódio (NaOH) com pureza igual a 100% e acrescenta 200 mL de solução 0,1mol/L de $HC\ell$; no entanto, após medir o pH da solução resultante, observa que o mesmo encontra-se acima de 7. Para neutralizar o restante da solução, utiliza uma solução 0,2 mol/L do mesmo ácido. Indique a alternativa que apresenta corretamente o volume de $HC\ell$ 0,2 mol/L que deve ser acrescentado a esse recipiente para neutralizar o restante da base. Considere que a massa de NaOH inicial não vai alterar o volume final.

(Dado: massa molar, em g/mol, do NaOH = 40.)

a) 500 mL
b) 300 mL
c) 400 mL
d) 600 mL
e) 900 mL

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFRJ) Soluções aquosas de hidróxido de sódio (NaOH) podem ser utilizadas como titulantes na determinação da concentração de soluções ácidas.
Qual seria o volume de solução de NaOH 0,1 mol/L gasto na neutralização de 25 mL de uma solução aquosa de um ácido monoprótico fraco (HA) com concentração 0,08 mol/L?

2. (UFPE) Considere que uma solução aquosa com 60 g de NaOH é misturada com uma solução aquosa com 54 g de HCℓ. Admitindo-se que essa reação ocorre de forma completa, qual seria a concentração molar do sal formado, se o volume final dessa solução for 100 mL?
Considere as massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Na = 23 e Cℓ = 35.

3. (Unifesp) Os dados do rótulo de um frasco de eletrólito de bateria de automóvel informam que cada litro da solução deve conter aproximadamente 390 g de H_2SO_4 puro. Com a finalidade de verificar se a concentração de H_2SO_4 atende às especificações, 4,00 mL desse produto foram titulados com solução de NaOH 0,800 mol/L. Para consumir todo o ácido sulfúrico dessa amostra foram gastos 40,0 mL da solução de NaOH.
(Dado: massa molar de H_2SO_4 = 98,0 g/mol.)

a) Com base nos dados obtidos na titulação, discuta se a especificação do rótulo é atendida.

b) Escreva a fórmula e o nome oficial do produto que pode ser obtido pela evaporação total da água contida na solução resultante do processo de titulação efetuado.

4. (Vunesp-SP) A soda cáustica (hidróxido de sódio) é um dos produtos utilizados na formulação dos limpa-fornos e desentupidores de pias domésticas, tratando-se de uma base forte. O ácido muriático (ácido clorídrico com concentração de 12 mol · L^{-1}) é muito utilizado na limpeza de pisos e é um ácido forte. Ambos devem ser manuseados com cautela, pois podem causar queimaduras graves se entrarem em contato com a pele.

a) Escreva a equação química para a neutralização do hidróxido de sódio com ácido clorídrico, ambos em solução aquosa.

b) Dadas as massas molares, em g · mol^{-1}; H = 1; O = 16 e Na = 23, calcule o volume de ácido muriático necessário para a neutralização de 2 L de solução de hidróxido de sódio com concentração de 120 g · L^{-1}. Apresente seus cálculos.

5. (UPE) Adicionou-se a 1,0 g de carbonato de cálcio impuro 200,0 mL de uma solução de ácido clorídrico 0,10 mol/L. Após o término da reação, neutralizou-se o excedente ácido com uma solução de hidróxido de sódio 1,0 mol/L, gastando-se 4,0 mL.
A pureza do carbonato de cálcio é:
Dados: massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; Cℓ = 35,5; Ca = 40.

a) 60% **c)** 90% **e)** 80%
b) 45% **d)** 85%

6. (UFC-CE) Em um balão volumétrico, foram colocados 6 g de hidróxido de sódio impuro e água destilada até completar um volume de 250 mL. Para a neutralização completa de 50 mL dessa solução, foram necessários 60 mL de H_2SO_4 0,1 mol · L^{-1}. Sabendo que as impurezas existentes são inertes na presença de H_2SO_4, o percentual de pureza do hidróxido de sódio utilizado é igual a:

a) 10 **c)** 40 **e)** 80
b) 20 **d)** 60

7. (UEL-PR) Algumas pessoas acabam culpando o cozinheiro pelos distúrbios estomacais que sentem. Para eliminar o "mal-estar" é frequente usar, como antiácido estomacal, o bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$). A reação que ocorre com o uso deste antiácido pode ser representada pela equação a seguir:

$$NaHCO_3\,(aq) + HC\ell\,(aq) \rightarrow NaC\ell\,(aq) + H_2O\,(aq) + CO_2\,(g)$$

Considerando que o suco gástrico contenha 100 mL de HCℓ 0,100 mol L^{-1}, para neutralizar completamente essa quantidade de ácido, a massa necessária, em gramas, de bicarbonato de sódio, será:

a) 0,100 **c)** 0,840 **e)** 84,0
b) 0,300 **d)** 3,00

8. (UFF-RJ) O fenômeno da chuva ácida acontece quando existem poluentes, derivados de óxidos de nitrogênio e de enxofre, misturados nas gotículas de água que formam as nuvens. Dentre os sérios problemas que podem acontecer em decorrência dessa poluição está a ação dos ácidos sobre as estruturas de ferro, cimento, mármore etc. Uma das reações que representam essa ação é:

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$$

O volume de ácido sulfúrico 0,50 M que pode reagir com 25,0 g de carbonato de cálcio, nessa reação, é:

a) 50 mL **c)** 200 mL **e)** 800 mL
b) 100 mL **d)** 500 mL

9. (UFRJ) Após o uso de uma lanterna a carbureto, removeram-se 7,4 g da base resultante da reação do carbeto de cálcio com a água. Determine o volume de uma solução aquosa que contém 1 mol/L de $HC\ell$ necessário para reagir totalmente com essa quantidade de base.

Dados:

$$CaC_2 + 2\,H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

$$Ca(OH)_2 + 2\,HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + 2\,H_2O$$

10. (UFTM-MG) Diz a bula de determinado medicamento antiácido que este contém 350 mg de hidróxido de magnésio em cada 5 mL de suspensão aquosa.

a) Que quantidade em mol de hidróxido de magnésio há nesses 5 mL de suspensão?

b) Caso as informações da bula estejam corretas, que volume de $HC\ell$ 1 mol/L deve ser utilizado na titulação de uma alíquota de 5 mL dessa suspensão?

11. (UFRRJ) Uma indústria precisa determinar a pureza de uma amostra de hidróxido de sódio (NaOH). Sabendo que 4,0 g da amostra foram neutralizados com 40 mL de ácido clorídrico 2 mol/L e que as impurezas presentes na amostra não reagem com o ácido clorídrico, calcule a porcentagem de pureza da base.

(UEL-PR) Analise os experimentos e responda às questões **12** e **13**.

De um modo geral, a atividade humana sempre gerou alguma forma de resíduo, alguns deles nocivos ao meio ambiente e, por conseguinte, ao próprio homem. O íon cádmio gerado em aulas experimentais é um exemplo. Um estudante de Química, a fim de diminuir a quantidade de solução de cloreto de cádmio armazenada como resíduo de aula, realizou 5 experimentos. Transferiu para 5 béqueres as quantidades, conforme indicadas na tabela. Um precipitado amarelo é formado em cada béquer. Os precipitados foram filtrados, secados e pesados.

Experimento	**Volume (mL de solução) de cloreto de cádmio 1,00 mol/L**	**Volume (mL de solução) de sulfeto de potássio 0,500 mol/L**
I	100	50,0
II	100	100
III	100	150
IV	100	200
V	100	250

Dado: massas molares (g/mol): Cd = 112; $C\ell$ = 35,5; K = 39; S = 32.

12. Indique a alternativa que mostra a equação química da reação de formação do precipitado amarelo.

a) $K^+(aq) + C\ell^-(aq) \rightarrow KC\ell(s)$.

b) $Cd^{2+}(aq) + SO_3^{3-}(aq) \rightarrow CdSO_3(s)$.

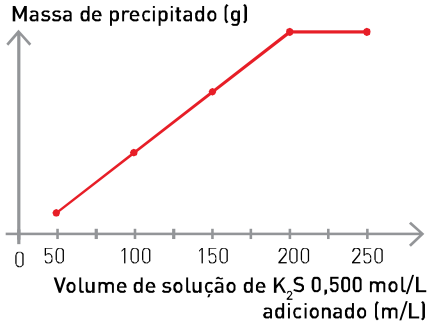
c) $Cd^{2+}(aq) + S^{2-}(aq) \rightarrow CdS(s)$.

d) $2\,K^+(aq) + S^{2-}(aq) \rightarrow K_2SO_3(s)$.

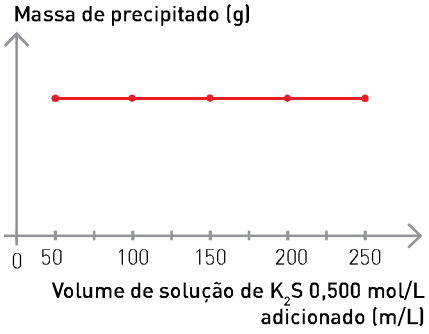
e) $Cd^{2+}(aq) + 2\,C\ell^-(aq) \rightarrow CdC\ell_2(s)$.

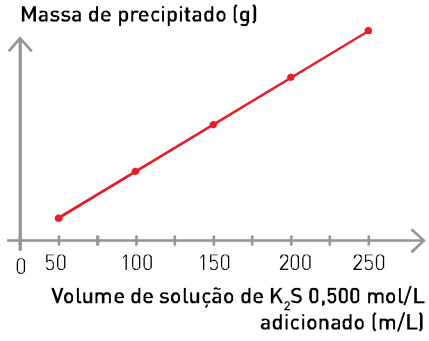
13. Indique a alternativa que representa a massa de precipitado nos béqueres I, II, III, IV e V no gráfico.

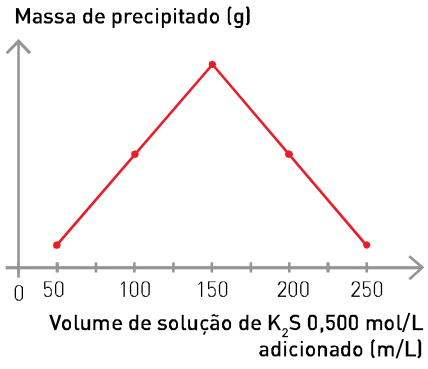
a)

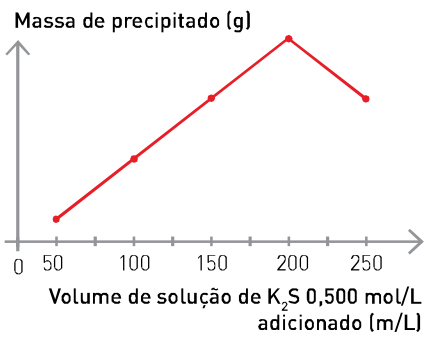


b)



c)


d)


e)


14. (Unifesp) Soluções aquosas de nitrado de prata ($AgNO_3$), com concentração máxima de 1,7% em massa, são utilizadas como antisséptico em ambiente hospitalar. A concentração de íons Ag^+ presentes numa solução aquosa de $AgNO_3$ pode ser determinada pela titulação com solução de concentração conhecida de tiocianato de potássio (KSCN), através da formação do sal pouco solúvel tiocianato de prata (AgSCN). Na titulação de 25,0 mL de uma solução de $AgNO_3$, preparada para o uso hospitalar, foram utilizados 15,0 mL de uma solução de KSCN 0,2 mol · L^{-1}, para atingir o ponto final da reação.

a) Determine, em mol · L^{-1}, a concentração da solução preparada de $AgNO_3$.

b) Mostre, através de cálculos de concentração, se a solução de $AgNO_3$ preparada é adequada para uso hospitalar. Considere que a massa molar de $AgNO_3$ seja igual a 170 g · mol^{-1} e que a desindade da solução aquosa seja igual a 1 g · mL^{-1}.

15. (Unioeste) Reações são muito comuns em um laboratório de química. Uma aplicação deste tipo de reação é a que ocorre entre ácido clorídrico ($HC\ell$) e carbonato de cálcio ($CaCO_3$), conforme reação balanceada mostrada a seguir:

$$CaCO_3(s) + 2HC\ell \rightarrow CaC\ell_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

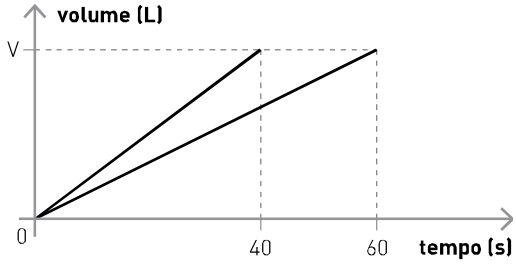
Um aluno deseja reagir ácido clorídrico ($HC\ell$) e carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Para tanto, ele possui uma solução de 0,25 mol · L^{-1} de $HC\ell$ e 30g de $CaCO_3$. Calcule quantos mols de $CaCO_3$ e qual será o volume de $HC\ell$ necessário para neutralizar esta massa de carbonato.

a) 2,4 mol de $CaCO_3$ e 0,3 L de $HC\ell$
b) 0,15 mol de $CaCO_3$ e 2,4 L de $HC\ell$
c) 0,6 mol de $CaCO_3$ e 4,16 L de $HC\ell$
d) 0,3 mol de $CaCO_3$ e 2,4 L de $HC\ell$
e) 0,3 mol de $CaCO_3$ e 4,16 L de $HC\ell$

16. (Uerj) Em um laboratório, duas torneiras enchem dois recipientes, de mesmo volume V, com diferentes soluções aquosas. Observe os dados da tabela:

Recipiente	Solução	Tempo de enchimento (s)
R1	ácido clorídrico	40
R2	hidróxido de sódio	60

O gráfico ao lado mostra a variação do volume do conteúdo em cada recipiente em função do tempo.



Admita que as soluções depositadas em R_1 e R_2 até o instante t = 40 s tenham sido misturadas em um novo recipiente, formando uma solução neutra. Sabendo que a concentração inicial da solução ácida é igual a 0,10 mol · L^{-1}, a concentração inicial da solução básica, em mol · L^{-1}, corresponde a:

a) 0,10
b) 0,15
c) 0,20
d) 0,25

QUÍMICA E INDÚSTRIA

A titulação aplicada à saúde

O soro fisiológico é uma solução de cloreto de sódio e água destilada usada em grandes quantidades em hospitais. Sua administração geralmente é feita por via endovenosa. A solução deve apresentar, então, uma concentração adequada; caso contrário, pode provocar morte de células.

Na indústria, é preparada pela mistura de uma quantidade conhecida de NaC, a um volume apropriado de água destilada, a fim de se obter uma solução de concentração conveniente.

Para a segurança máxima no uso da solução, costuma-se determinar a sua concentração exata através da titulação. Assim, é retirada uma amostra da solução preparada, sendo seu volume determinado da maneira mais precisa possível. Em seguida, essa amostra é titulada, utilizando-se uma solução padronizada de nitrato de prata ($AgNO_3$) 0,10 mol/L.

Nessa titulação, ocorre a seguinte reação:

$$NaC\ell\ (aq) + AgNO_3\ (aq) \longrightarrow AgC\ell\ (s) + NaNO_3\ (aq)$$

SPL/Latinstock

Bolsa de soro fisiológico para administração por via endovenosa.

Pela equação, percebemos que ocorre a precipitação do cloreto de prata [$AgC\ell\ (s)$].

O aparecimento de uma cor salmão, causado pelo indicador, aponta-nos o final da titulação.

A partir do volume de nitrato de prata consumido, determinamos o seu número de mol.

Como, na reação, a proporção é de 1 : 1, o número de mol de $NaC\ell$ também será determinado e, como o volume da amostra é conhecido, é possível saber sua concentração em mol/L exata.

Para ir além

1. Para descobrir a concentração de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, podemos, em um laboratório, colocar um volume conhecido dessa solução ácida, junto com o indicador fenolftaleína, para ser titulado com uma quantidade de soda cáustica de volume e concentração conhecidas. Sobre isso, responda aos itens.

a) Qual o nome da vidraria de laboratório usada em titulação?

b) Escreva a reação do ácido sulfúrico com a soda cáustica.

c) Qual seria a coloração da solução obtida após a completa titulação do ácido, admitindo-se que, por um descuido, o laboratorista tenha deixado cair dez gotas da base além das necessárias para a neutralização do ácido?

2. Uma alíquota de 10 mL de uma solução aquosa de cloreto de sódio consumiu 15,5 mL da solução aquosa de nitrato de prata 0,10 mol/L. Qual a concentração da solução de cloreto de sódio em g/L?

Dados: densidade da solução de cloreto de sódio = 1,0 g/mL; massas molares: Na = 23 g/mol; $C\ell$ = 35,5 g/mol.

SOLUÇÕES, SUSPENSÕES E COLOIDES

Já sabemos que as soluções são misturas homogêneas. As partículas presentes em uma solução podem ser átomos, íons ou pequenas moléculas.

Suas principais características são:

- as partículas não sedimentam sob ação da gravidade ou com o uso de centrífugas comuns ou mesmo ultracentrífugas;
- o diâmetro das partículas é menor do que 1 nm (1 nanômetro = 10^{-9} m);
- as partículas não são retidas por filtros comuns nem por ultrafiltros;
- as partículas não são visíveis com o uso de um microscópio óptico comum ou mesmo um ultramicroscópio.

Não é sempre que, ao adicionarmos uma substância a um solvente, temos a formação de uma solução. Se adicionamos, por exemplo, uma certa quantidade de areia finamente dividida a uma garrafa com água e a agitamos energicamente, a areia permanece suspensa, "flutuando" na água por um breve período de tempo e, então, rapidamente se deposita no fundo da garrafa. Esse sistema é classificado como uma suspensão.

Sérgio Dotta Jr./The Next

As partículas de uma solução, como a solução aquosa de sulfato de cobre ($CuSO_4$) mostrada na fotografia, não são visíveis e não provocam dispersão nem reflexão da luz.

Suspensões

São misturas heterogêneas. As partículas podem ser aglomerados de íons ou de moléculas, ou ainda macromoléculas ou macroíons.

Suas principais características são:

- as partículas se sedimentam sob a ação da gravidade ou de uma centrífuga comum;
- as partículas dispersas apresentam diâmetro maior do que 1 000 nm;
- com o uso de um filtro comum, é possível separar as partículas em suspensão;
- as partículas são visíveis a olho nu ou com o uso de um microscópio comum.

A diferença fundamental entre uma **solução** e uma **suspensão** é o tamanho das partículas dispersas. Entre uma e outra, existem misturas cujas partículas dispersas são muito menores do que aquelas que podem ser vistas a olho nu, mas muito maiores do que moléculas individuais. Tais partículas são denominadas **partículas coloidais** e, em água, formam os **coloides** ou **suspensões coloidais**.

Rita Barreto

As partículas de uma suspensão, como o leite de magnésia ($Mg(OH)_2$), são opacas na luz natural.

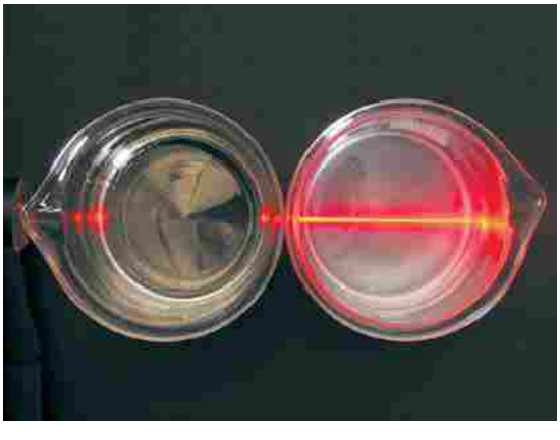


Foto do autor

O *laser* atravessa a solução que está no recipiente à esquerda sem sofrer dispersão e reflexão, observadas na suspensão que está contida no recipiente à direita.

Coloides ou suspensões coloidais

Em um coloide, a substância que está distribuída na forma de partículas é denominada **disperso** e o meio (ou a substância) que o contém é denominado **dispersante** ou **dispergente**.

Os coloides são formados geralmente por macromoléculas ou macroíons com tamanho menor do que o das suspensões e maior do que o das soluções.

Suas principais características são:

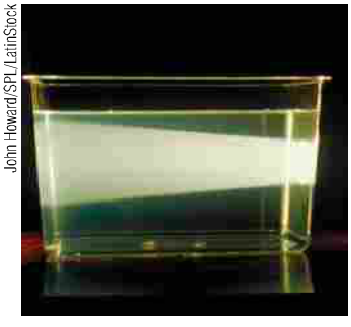
- a sedimentação das partículas só é obtida por meio de ultracentrífugas;
- as partículas dispersas apresentam diâmetro maior do que 1 nm e menor do que 1000 nm;*
- as partículas das substâncias dispersas podem ser separadas por meio de um ultrafiltro;
- as partículas não são visíveis com microscópio comum, mas podem ser vistas com o auxílio de um microscópio eletrônico.

Nos coloides, o diâmetro das partículas é suficiente para refletir e dispersar a luz.

Essa dispersão da luz é conhecida pelo nome de **efeito Tyndall**. Quando um feixe de luz, em uma sala escura, incide sobre um frasco que contenha coloide ou sobre uma suspensão, sua trajetória fica visível.

Esse efeito é perceptível em algumas situações do dia a dia: por exemplo, quando os raios de sol atravessam as frestas de uma janela em um quarto com poeira suspensa no ar ou quando o feixe de luz emitido pelo projetor, em um cinema, passa através do ar que contenha fumaça ou poeira.

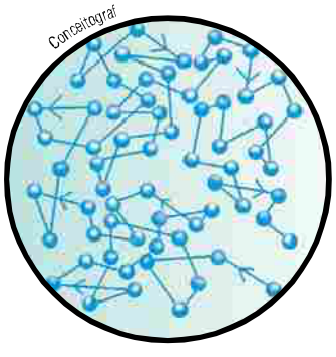
Quando um coloide é examinado em um microscópio comum, observamos vários pontos luminosos movimentando-se rápida e aleatoriamente. Esse movimento é denominado **movimento browniano**.


John Howard/SPL/LatinStock

Devido ao efeito Tyndall, os coloides, quando observados a olho nu, apresentam-se translúcidos, com um aspecto nebuloso, opaco.

Natural History Museum/SPL /Latinstock

Em 1827, o botânico escocês Robert Brown (1773-1858), usando um microscópio comum, observou que partículas de pólen suspensas na água agitavam-se constantemente, formando linhas poligonais (zigue-zague). A seguir, verificou que esse fenômeno ocorre com quaisquer partículas cujo diâmetro varie entre 10^2 nm e 10^3 nm. Em sua homenagem, esse movimento típico das partículas dispersas em um coloide recebeu o nome de movimento browniano.


Conceitograf

Coloide: movimentos rápidos e em zigue-zague. (Ilustração fora de escala e em cores-fantasia.)

Classificação dos coloides

Os coloides são característicos de muitos processos importantes, relacionados com a vida, que ocorrem na natureza e, também, em um grande número de produtos industrializados.

Muitos dos fluidos presentes em nosso organismo são coloides formados por proteínas ou outras moléculas grandes dispersas em água. A célula individual de uma bactéria é uma partícula coloidal, assim como as algas verdes presentes em águas paradas ou contaminadas.

Em função do estado físico dos componentes (disperso e dispersante), os coloides podem ser classificados da seguinte maneira:

* Valores citados em: O mundo dos coloides, revista *Química Nova na Escola*, n. 9, maio 1999. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br>. Acesso em: maio 2009.

Tipo de coloide	Disperso	Dispersante	Exemplo
aerossol sólido	sólido	gás	**fumaça**, poeira Thinkstock/Getty Images
aerossol líquido	líquido	gás	**neblina**, desodorante Thinkstock/Getty Images
espuma sólida	gás	sólido	pedra-pomes, **maria-mole** Fernando Favoretto/Criar Imagem
espuma	gás	líquido	**creme de leite batido** (*chantilly*) Volkan Sengor/E+/Getty Images
emulsão sólida	líquido	sólido	**sorvete de massa** Thinkstock/Getty Images

Tipo de coloide	Disperso	Dispersante	Exemplo
emulsão	líquido	líquido	**maionese**, manteiga Rita Barreto
gel	líquido	sólido	sílica, queijos, **gelatina**, geleias Thinkstock/Getty Images
sol sólido	sólido	sólido	**pérola**, rubi e safira Imagebroker/Alamy/Glow Images
sol	sólido	líquido	goma arábica, **creme dental** Thinkstock/Getty Images

Fonte: Chang, Raymond. *Chemistry*. 9. ed. New York: McGraw-Hill, 2007.

Os coloides são de importância fundamental em muitas indústrias e portanto na nossa vida. O quadro a seguir mostra algumas aplicações tecnológicas dos coloides.

Tratamento de efluentes	precipitação ou floculação para a remoção dos poluentes das águas residuais em **estações de tratamento**	Fabio Colombini

Indústria de tintas	obtenção de filmes homogêneos e resistentes; produção de impressões com elevado poder de resolução sem entupir os **recipientes que contêm a tinta**	Thinkstock/Getty Images
Indústria alimentar	*mousses*, cremes, géis, **manteiga**	Thinkstock/Getty Images
Cosméticos e produtos de higiene	**cremes de barbear**, pastas de dentes, sabonetes, xampus	Thinkstock/Getty Images
Indústria de detergentes	**material de limpeza**, líquidos abrasivos	Thinkstock/Getty Images
Indústria farmacêutica	dispersões estáveis para assegurar uma dose uniforme do princípio ativo em **medicamentos**	Thinkstock/Getty Images
Indústria agrícola	dispersão eficaz de **pesticidas**	Ed Darack/Science Faction/Corbis/Latinstock

QUÍMICA E BIOLOGIA

Coloides e soluções no corpo humano

Em nosso organismo, os coloides são separados das soluções por membranas semipermeáveis. Por exemplo, as paredes intestinais permitem que as partículas em solução passem para o sangue e para o sistema linfático. Entretanto, as partículas coloidais dos alimentos são muito grandes para atravessar essas paredes e, por isso, elas permanecem no interior do intestino.

O processo de digestão promove a quebra das grandes partículas coloidais de proteínas e amido, produzindo aminoácidos e glicose, os quais conseguem atravessar as paredes e chegar ao sistema circulatório.

Certos alimentos, como as fibras vegetais, não são quebrados em nosso processo digestivo; eles atravessam o nosso intestino intactos.

As membranas celulares também separam íons presentes em soluções e coloides. Por exemplo, as enzimas (estruturas proteicas) são produzidas no interior das células e lá permanecem. No entanto, muitos nutrientes celulares, como oxigênio, aminoácidos, eletrólitos e glicose, atravessam as membranas. Isso também ocorre com muitos produtos excretados pelas células, tais como ureia e gás carbônico.

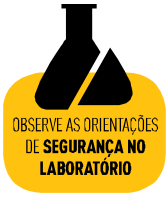
Fonte: TIMBERLAKE, Karen C. *Chemistry*. Harper Collins College Publishers. Traduzido pelos autores.

Para ir além

1. Qual característica do coloide permite que ele seja separado das soluções coloidais por membranas semipermeáveis?
2. A hidrólise catalítica do amido origina um produto que atravessa a parede do intestino, chegando ao sangue. Sobre esse produto, responda aos itens.
   a) Qual o produto da hidrólise catalítica do amido?
   b) Por que ele é importante para nosso organismo?
   c) Comparativamente, qual o tamanho das moléculas do produto em relação às moléculas de amido?
3. Pesquise na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade três alimentos que, quando ingeridos, podem ser fonte de substâncias coloidais para seu organismo.

ATIVIDADES EXPERIMENTAIS

I. Preparando coloides



Como sabemos, água e óleo não se misturam, mesmo quando submetidos a intensa agitação, pois a água apresenta moléculas polares e os óleos são substâncias apolares. Ao cessarmos a agitação, em pouco tempo as pequenas partículas de óleo obtidas durante esse processo se unem e formam uma lâmina que flutua sobre a água, porque o óleo tem densidade menor do que a água.

Se pudéssemos impedir que as gotículas de óleo se unissem novamente, poderíamos mantê-las dispersas na água, ou seja, obteríamos uma mistura de dois líquidos imiscíveis.

Os agentes emulsificantes são substâncias que têm a propriedade de estabilizar uma mistura de líquidos imiscíveis, pois apresentam moléculas com uma porção polar e outra apolar. Dois desses agentes são comuns em nosso dia a dia: gema de ovo e sabão.

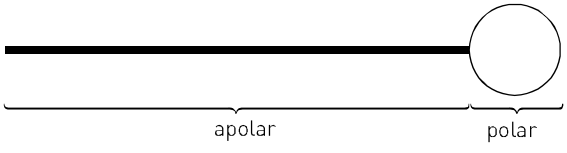
Material

- 1 gema de ovo
- 1 colher (sopa) de suco de limão ou vinagre
- 1 xícara de óleo comestível

Procedimento

Misture a gema de ovo com o suco de limão em um liquidificador, em velocidade baixa. Depois, adicione o óleo lentamente. Deixe o liquidificador ligado durante dois minutos.

1. Com base no experimento, responda às seguintes questões.
   a) Observando a mistura obtida, você é capaz de reconhecê-la? Qual é o nome comercial desse coloide?
   b) Qual é a substância dispersante e qual é a substância que constitui o disperso?
2. Qual é a finalidade de utilizarmos a gema de ovo?
3. Observe como a gema de ovo foi representada:



Faça um esquema indicando o papel dessas estruturas na união do dispersante com o disperso.

4. Como esse coloide pode ser classificado?
5. Qual é a diferença entre esse coloide e um aerossol, uma espuma e um gel?

II. Efeito Tyndall

Material

- 1 caixa de papelão
- 3 copos lisos de vidro transparente
- 1 colher de chá
- farinha de trigo
- sal de cozinha
- lanterna
- tesoura

Procedimento

1. Com o auxílio da tesoura, faça um furo arredondado em uma das laterais da caixa. A altura do furo deve corresponder à metade da altura do copo.
2. Na lateral oposta, faça um furo quadrado, com aproximadamente 2 cm de lado. O centro desse quadrado deve estar alinhado com o furo arredondado.
3. Coloque água em um dos copos até atingir $\frac{3}{4}$ da altura do copo.
4. Depois, coloque o copo dentro da caixa, de modo que seu centro esteja alinhado com os centros dos dois furos e feche a caixa.

Lettera Studio

ATENÇÃO

> *O uso de tesouras e de outros instrumentos perfurocortantes pode ser perigoso.*

5. Acenda a lanterna próximo ao furo arredondado e observe o copo através do furo oposto.
6. Substitua esse copo por outro contendo uma colher de chá de sal dissolvido em $\frac{3}{4}$ de água. Observe-o.
7. Depois, substitua esse copo por outro contendo uma colher de chá de farinha dissolvida, sob agitação, em $\frac{3}{4}$ de água. Observe-o.

Agora responda às questões abaixo.

1. A mistura água + farinha de trigo é uma solução ou uma suspensão?
2. A mistura água + sal de cozinha é uma solução ou uma suspensão?
3. Classifique os sistemas em homogêneos ou heterogêneos.
4. O efeito Tyndall é observado em soluções ou suspensões?

UNIDADE 2

Propriedades coligativas

Sylvain Grandadam/Getty Images

O termo "cristal" deriva de *krystallos*, palavra grega que significa gelo. Tanto os cristais de gelo encontrados no alto de uma montanha quanto os presentes nas geleiras são constituídos somente de água pura.

As propriedades das substâncias puras, como você já viu em seus estudos de Química, têm sua origem na estrutura dessas substâncias. Tais propriedades sofrem alterações quando em presença de outros materiais. Há, porém, fenômenos que envolvem misturas e soluções que não têm origem na natureza ou qualidade das partículas envolvidas, sejam elas moléculas ou íons.

Pensemos, por exemplo, nas situações a seguir.

Uma mistura de volumes iguais de água e etanol apresenta um valor-densidade intermediário em relação às suas densidades individuais. Poderíamos supor, então, que uma mistura de volumes iguais de água e álcool deveria entrar em ebulição a uma temperatura situada entre as temperaturas de ebulição das duas substâncias, mas isso não acontece. Por quê?

À pressão de 1 atm, água salgada ou doce congela a temperaturas mais baixas que 0 °C e entra em ebulição a temperaturas maiores que 100 °C. Isso é explorado pelos habitantes de países frios, que adicionam substâncias denominadas *aditivos* ou *anticongelantes* à água dos radiadores dos automóveis. Mas não é em todo lugar que a água entra em ebulição a 100 °C: à medida que a altitude aumenta, a temperatura de ebulição cai. A 4600 m de altitude, perto do topo do vulcão Kilimanjaro, entre o Quênia e a Tanzânia, a água ferve a 80 °C. Em qualquer altitude, se estiver dentro da panela de pressão, a água ferve a mais de 110 °C.

Poderíamos, ainda, perguntar por que algumas pessoas combatem o inchaço nos pés com um relaxante banho de imersão em água salgada, ao passo que os edemas que advêm de contusões (e que também se traduzem em inchaço) são tratados inicialmente com gelo.

Ideias iniciais

- Quem cozinha sabe: depois de descascadas, as batatas devem ser colocadas em água sem sal para que se mantenham túrgidas, isto é, não murchem. Se forem colocadas em água salgada, amolecerão. Quando adicionamos açúcar à salada de frutas, o volume da calda aumenta. Existem inúmeras situações do dia a dia em que as propriedades coligativas, tema desta unidade, estão envolvidas. Quando um cozinheiro aplica esse conhecimento em seu dia a dia, ele o faz com base em sua experiência anterior ou na experiência de quem o ensinou. Converse com seus colegas: o que diferencia esse procedimento do procedimento científico?

CAPÍTULO 5

Algumas propriedades físicas das substâncias

Antes de abordarmos o tema central desta unidade — as propriedades coligativas —, é importante que você retome alguns conhecimentos do 1º ano do Ensino Médio, relacionados às mudanças de estado físico das substâncias, e conheça alguns conceitos novos, que serão desenvolvidos neste capítulo. Vamos a eles!

Fernando Favoretto/Criar Imagem

> *A panela de pressão é um utensílio cujo manuseio exige cuidados, pois há risco de explosões. Vegetais e carnes têm seu tempo de cozimento muito reduzido quando preparados nela. Como funciona esse tipo de panela? Com base no que você pensou, elabore uma explicação para a diferença no tempo de cozimento em comparação ao de uma panela comum e compartilhe-a com seus colegas.*

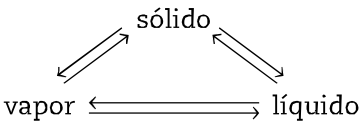
DIAGRAMA DE FASES DE UMA SUBSTÂNCIA

Dentre as propriedades físicas que caracterizam uma substância, temos as temperaturas nas quais ocorrem as mudanças de estado:

- **fusão e solidificação**: sólido $\rightleftharpoons$ líquido;
- **ebulição e liquefação**: líquido $\rightleftharpoons$ vapor;
- **sublimação**: sólido $\rightleftharpoons$ vapor.

Durante uma mudança de estado, há equilíbrio entre as fases envolvidas, e a temperatura permanece constante.

Sob diferentes pressões, as mudanças de fase ocorrem em diferentes temperaturas. Sob determinadas condições de pressão e temperatura, os três estados físicos podem coexistir, em equilíbrio, conforme esquema ao lado.



Essa é a situação em que ocorre o que chamamos de **ponto triplo**, que é característico de cada substância. A uma dada temperatura e variando-se as pressões, pode-se determinar o estado físico em que a substância se encontra a uma dada pressão, usando um sistema fechado.

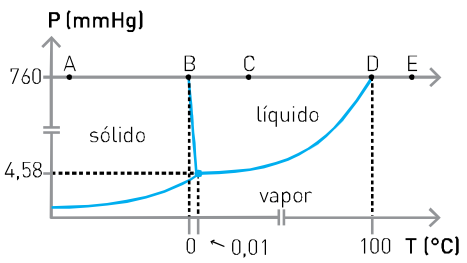
Repetindo o processo a diferentes temperaturas, obtemos os dados necessários para construir o **diagrama de fases** da substância.

Cada uma das curvas do diagrama indica as condições de pressão e temperatura nas quais **duas fases** estão em equilíbrio.

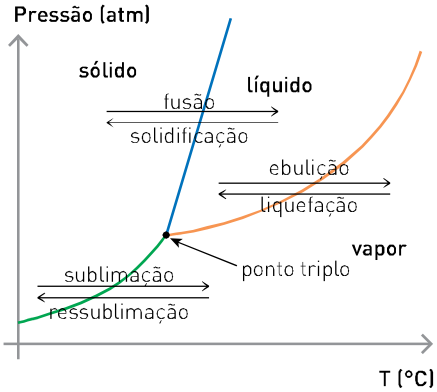
As áreas delimitadas por essas linhas representam as condições de pressão e temperatura nas quais uma substância existe em um único estado físico.

O ponto determinado pela intersecção das três linhas é o **ponto triplo** e indica uma condição única de pressão e temperatura na qual as três fases encontram-se em equilíbrio.

Para melhor compreensão do significado de um diagrama de fases e das mudanças de estado, vamos estudar, como exemplo, o diagrama de fases da água ao longo de uma linha com pressão constante de 760 mmHg e cuja temperatura varia.

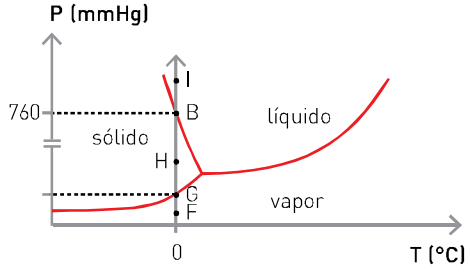


Ponto	Estado físico
A	sólido
B	sólido $\rightleftharpoons$ líquido
C	líquido
D	líquido $\rightleftharpoons$ vapor
E	vapor



Cada substância apresenta um diagrama de fases característico. No entanto, o diagrama de diferentes substâncias assemelha-se ao mostrado acima.

Agora, façamos uma análise semelhante, no mesmo diagrama, de uma amostra de água cuja temperatura é mantida constante a 0 °C e cuja pressão varia.



Ponto	Estado físico
F	vapor
G	sólido ⇌ vapor
H	sólido
B	sólido ⇌ líquido
I	líquido

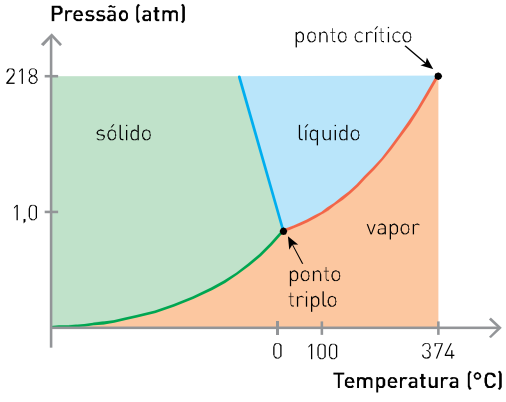
Ponto crítico

Outro dado importante nos diagramas de fases é o **ponto crítico**.

De acordo com o diagrama de fases da água, ao lado, o ponto crítico está situado à temperatura de 374 °C (temperatura crítica) e à pressão de 218 atm (pressão crítica).

Para valores de pressão e temperatura superiores aos do ponto crítico, não há mais os estados líquido e vapor, e sim uma única fase que preenche todo o recipiente: a do **gás**.

A forma gasosa da matéria não pode ser liquefeita somente por um aumento de pressão ou uma diminuição de temperatura.



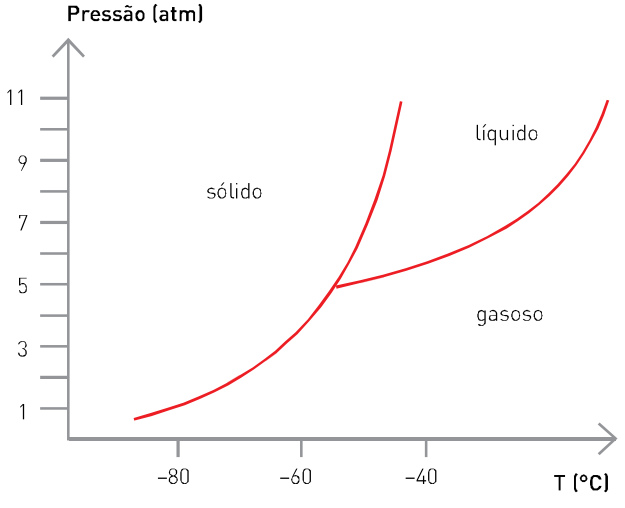
Recuperando livros encharcados

Você já deve ter lido notícias em jornais ou revistas sobre inundações em bibliotecas ocasionadas por fortes chuvas ou por algum vazamento de água. Nesses casos, muitos livros antigos e raros podem ficar encharcados.

Um livro encharcado pode ser recuperado se for colocado, imediatamente, em um *freezer* à temperatura aproximada de −20 °C. Ele deve ser mantido congelado até o instante de ser colocado em uma câmara de vácuo. Nessa câmara, o gelo sublima, deixando as páginas do livro secas. Esse processo é chamado liofilização. Como as páginas ficam quebradiças, para devolver-lhes a umidade e a textura original, o livro deve ser colocado em um ambiente com umidade apropriada.

Exercício resolvido

(Unicamp-SP) Observe ao lado o diagrama de fases do dióxido de carbono.
Considere uma amostra de dióxido de carbono a 1 atm de pressão e temperatura de −50 °C e descreva o que se observa quando, mantendo-se a temperatura constante, a pressão é aumentada lentamente até 10 atm.

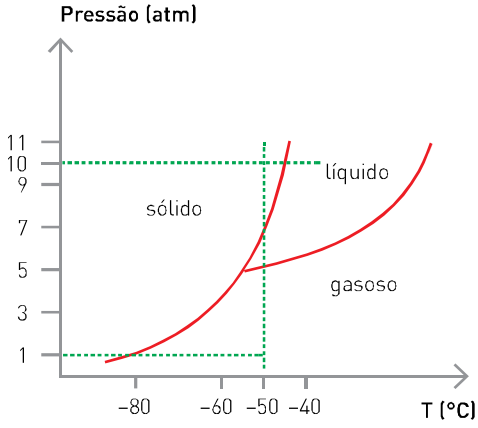


Solução

A –50 °C e 1 atm, o dióxido de carbono encontra-se no estado gasoso. Mantendo-se a temperatura constante e elevando-se a pressão, temos que:

- ao redor de 5 atm, ele passa para o estado líquido;
- ao redor de 8 atm, ele passa para o estado sólido.

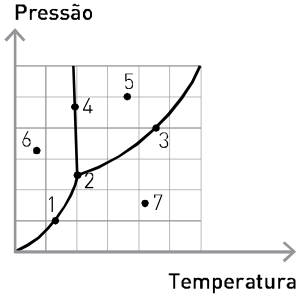
Portanto, a –50 °C e 10 atm ele está no estado sólido.



Exercícios fundamentais

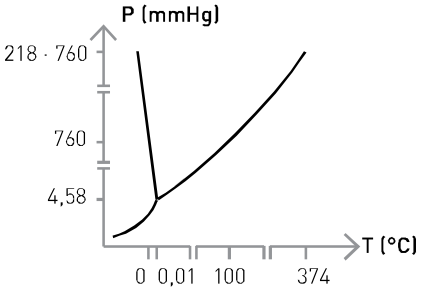
1. Faça a associação seguinte referente ao gráfico ao lado.

(I) Ponto 1 (A) Sólido
(II) Ponto 2 (B) Líquido
(III) Ponto 3 (C) Vapor
(IV) Ponto 4 (D) Sólido $\rightleftharpoons$ Líquido
(V) Ponto 5 (E) Líquido $\rightleftharpoons$ Vapor
(VI) Ponto 6 (F) Sólido $\rightleftharpoons$ Vapor
(VII) Ponto 7 (G) Sólido $\rightleftharpoons$ Líquido $\rightleftharpoons$ Vapor



2. Com base nas informações do gráfico, faça a correspondência correta entre os itens abaixo.

(I) T = 0,01 °C, P < 4,58 mmHg
(II) T < 0,01 °C, P = 4,58 mmHg
(III) T > 0,01 °C, P = 4,58 mmHg
(IV) T > 0,01 °C
(V) T < 0,01 °C
(VI) P < 4,58 mmHg
(VII) P > 4,58 mmHg
(VIII) T = 0,01 °C, P > 4,58 mmHg



(A) Gelo, obrigatoriamente.
(B) Água (líquida), obrigatoriamente.
(C) Vapor-d'água, obrigatoriamente.
(D) Gelo ou água, dependendo de P.
(E) Gelo, água ou vapor, dependendo de P.
(F) Água ou vapor, dependendo de T.
(G) Gelo ou vapor, dependendo de P.
(H) Gelo, água ou vapor, dependendo de T.

3. Observe as fotografias ao lado.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

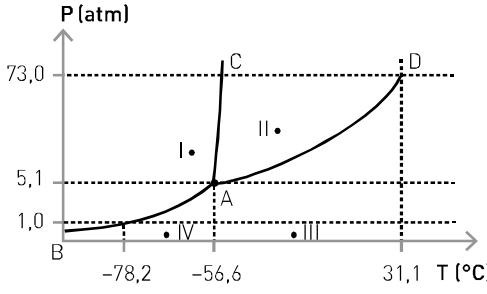
Roger Ressmeyer/Corbis/Latinstock

Com o auxílio do diagrama de fases da água do exercício anterior, responda aos itens seguintes.

I. Qual é a mudança de estado que ocorre devido ao aumento da pressão exercida pelo sistema de arame com pesos sobre o bloco de gelo, em temperatura constante?
II. Como você pode explicar o fato de na fotografia 2 o arame se encontrar no meio do bloco de gelo?
III. Se o arame atravessar completamente o bloco de gelo, este será dividido em duas partes? Explique.
IV. Com base nas fotografias 1 e 2, explique o que acontece com o rastro dos patins durante a patinação sobre o gelo.

Testando seu conhecimento

Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono (CO_2) ao lado e responda às questões de **1** a **5**.



1. Em que estado físico se encontra o dióxido de carbono nos pontos I, II, III e IV?

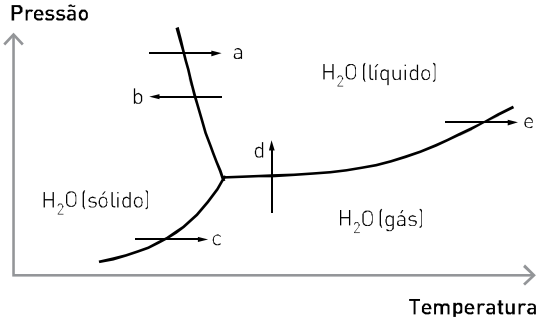
2. Quais os estados físicos presentes nas curvas B — A, C — A e D — A?

3. Indique a temperatura (°C) e a pressão (atm) em que o CO_2 existe simultaneamente nos três estados físicos e dê o nome do ponto indicado pela letra *A*.

4. O CO_2, no estado sólido, é comercializado com o nome de gelo-seco. Mas, nas condições ambientes, é um gás. Explique por quê.

5. Por que não é possível conservar o CO_2 sólido em geladeiras ou *freezers* comuns?

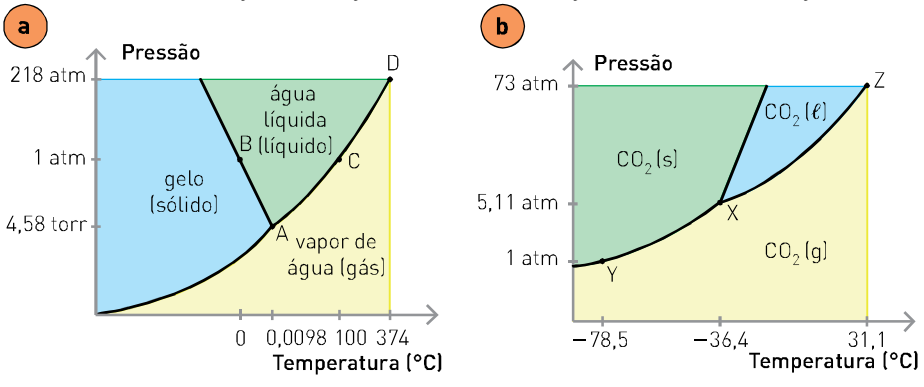
6. (Fuvest-SP) Acredita-se que os cometas sejam "bolas de gelo" que, ao se aproximarem do Sol, volatilizam-se parcialmente à baixa pressão do espaço. Qual das flechas do diagrama abaixo corresponde à transformação citada?



Dennis di Cicco/Corbis/Latinstock

Representação artística do cometa Hale-Bopp, que passou pela Terra em 13 de março de 1997. Cores-fantasia.

7. (Unimontes-MG) As figuras a seguir mostram os diagramas de fases da água (*a*) e do gás carbônico (*b*).



> *Para evidenciar algumas características, os eixos estão fora de escala nos dois diagramas.*

Em análise dos diagramas é *incorreto* afirmar que:

a) o ponto de fusão do gás carbônico aumenta com o aumento da pressão.

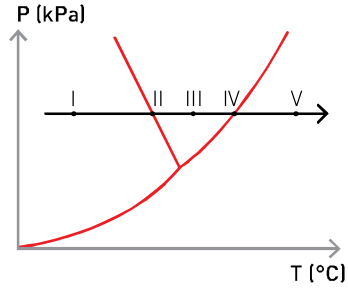
b) o ponto triplo da água se encontra a uma pressão inferior à do gás carbônico.

c) a água (gelo) sofre sublimação a uma pressão de vapor inferior a 4,58 torr.

d) o gás carbônico apresenta um ponto de fusão normal igual a −78,5 °C.

8. Observe os diagramas de fases e de mudança de estado de uma substância pura.

Faça uma associação entre I, II, III, IV e V e A, B, C, D e E indicando os estados físicos e os nomes relacionados às mudanças de estado.



A passagem de I a V ocorre a pressão constante.

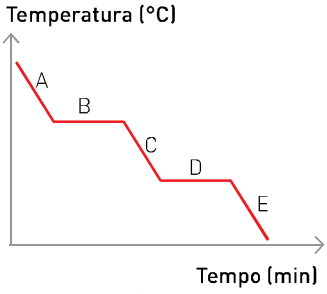
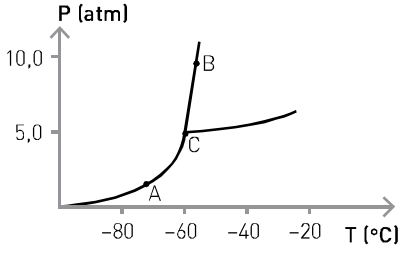


Diagrama construído a pressão constante.

Aprofundando seu conhecimento

1. (Ufes) Sobre o diagrama de fases do CO_2, apresentado ao lado, pode-se afirmar:



a) À pressão de 8 atm e –40 °C de temperatura, o CO_2 é um gás.

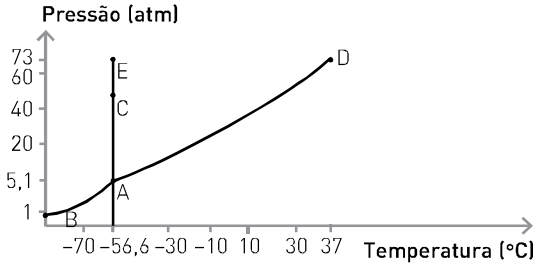
b) No ponto *A*, há um equilíbrio sólido-líquido.

c) À pressão de 1 atm e 25 °C de temperatura, o CO_2 sólido se sublima.

d) O ponto *B* pode ser chamado ponto de ebulição.

e) O ponto *C* representa um sistema monofásico.

2. (UFSC) Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono, representado a seguir. Assinale qual(is) a(s) proposição(ões) correta(s):



01. À pressão de 73 atm, o dióxido de carbono é líquido na temperatura de 25 °C e é sólido na temperatura de –60 °C, mantendo a mesma pressão.

02. Os valores de pressão e temperatura correspondentes à linha *A*–*C*–*E* representam o equilíbrio entre os estados sólido e vapor.

04. Esse composto é um gás nas condições ambientes.

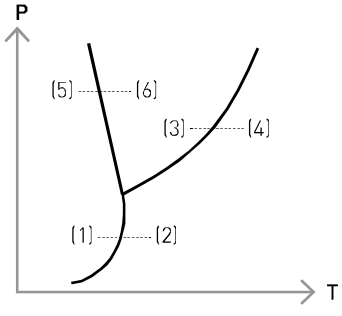
08. A –56,6 °C e 5,1 atm, tem-se o ponto triplo, no qual o dióxido de carbono se encontra em equilíbrio nos três estados físicos.

16. No ponto *C* do diagrama, estão em equilíbrio as fases sólida e vapor.

32. O gelo-seco sublima quando mantido a 1 atm; portanto, não é possível conservá-lo em *freezers* comuns, a –18 °C.

Dê como resposta a soma dos números associados às proposições corretas.

3. (UFRJ) Considere o diagrama que representa o equilíbrio entre fases da água pura.



A linha que representa o fenômeno da formação de granizo é:

a) (1) ... (2).

b) (2) ... (1).

c) (4) ... (3).

d) (5) ... (6).

e) (6) ... (5).

4. (UFRGS-RS) Considere os seguintes diagramas de fase para dióxido de carbono e água.

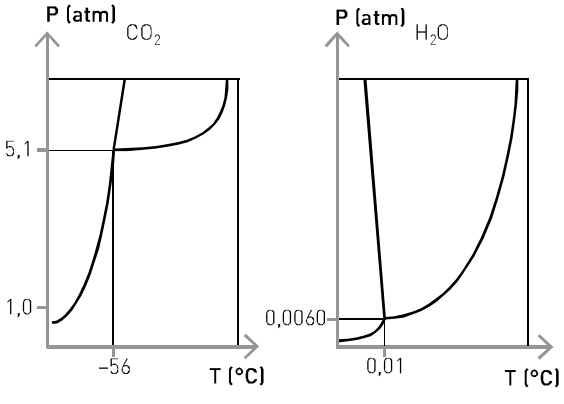
Um estudante, ao analisar esses diagramas, formulou as seguintes afirmações:

I. Não é possível encontrar CO_2 vapor abaixo de –56 °C.

II. Existe possibilidade de se encontrar CO_2 sólido em temperaturas acima de –56 °C, desde que a pressão seja suficientemente alta.

III. A 0,0060 atm e 0,01 °C coexistem em equilíbrio água líquida, vapor e gelo.

IV. Não é possível encontrar água líquida em temperaturas inferiores a 0,01 °C.



Qual(is) está(ão) correta(s)?

a) Apenas III.

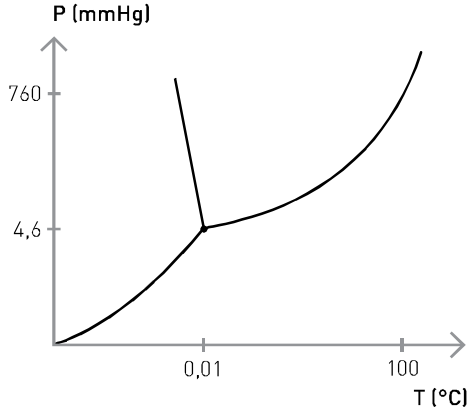
b) Apenas I e II.

c) Apenas II e III.

d) Apenas II e IV.

e) I, II, III e IV.

5. (UFG-GO) O diagrama de fases da água é representado abaixo.

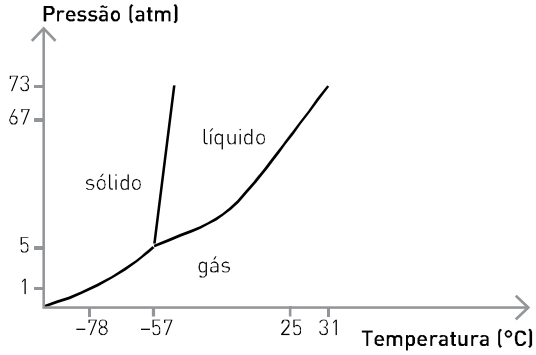


As diferentes condições ambientais de temperatura e pressão de duas cidades, *A* e *B*, influenciam nas propriedades físicas da água. Essas cidades estão situadas ao nível do mar e a 2400 m de altitude, respectivamente. Sabe-se, também, que a cada aumento de 12 m na altitude há uma mudança média de 1 mmHg na pressão atmosférica. Sendo a temperatura em *A* de –5 °C e em *B* de –35 °C, responda:

a) Em qual das duas cidades é mais fácil liquefazer a água por compressão? Justifique.

b) Quais são as mudanças esperadas nos pontos de fusão e ebulição da água na cidade *B* com relação a *A*?

6. (Fuvest-SP) O diagrama esboçado ao lado mostra os estados físicos do CO_2 em diferentes pressões e temperaturas. As curvas são formadas por pontos em que coexistem dois ou mais estados físicos.



Um método de produção de gelo-seco (CO_2 sólido) envolve:

I. compressão isotérmica do CO_2 (g), inicialmente a 25 °C e 1 atm, até passar para o estado líquido;

II. rápida descompressão até 1 atm, processo no qual ocorre forte abaixamento de temperatura e aparecimento de CO_2 sólido.

Em I a pressão mínima à qual o CO_2 (g) deve ser submetido para começar a liquefação, a 25 °C, é *y*, e em II a temperatura deve atingir *x*.

Os valores de *y* e *x* são, respectivamente,

a) 67 atm e 0 °C.

b) 73 atm e –78 °C.

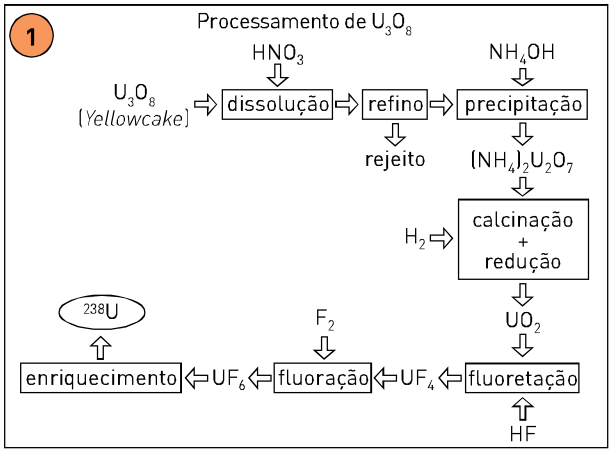
c) 5 atm e –57 °C.

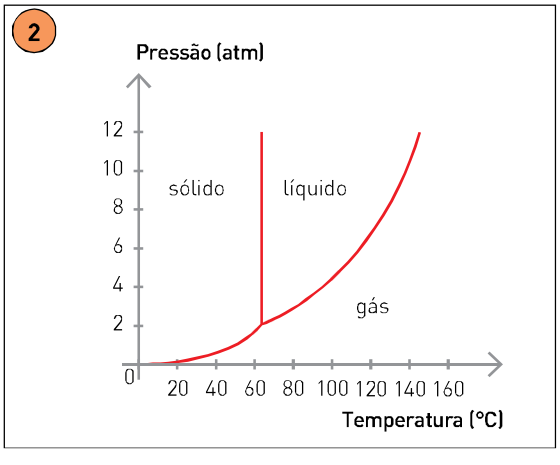
d) 67 atm e –78 °C.

e) 73 atm e –57 °C.

7. (UFRJ) A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo, ^{238}U. O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, na região de Caetité, localizada na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de U_3O_8, também chamado de *yellowcake*.

O concentrado bruto de urânio é processado através de uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo ^{238}U, conforme o esquema a seguir (fig. 1). O diagrama esquemático de equilíbrio de fases do UF_6 é apresentado a seguir (fig. 2):





a) Apresente a temperatura de ebulição do UF_6 a 10 atm.

b) Indique a temperatura e a pressão em que as três fases (líquida, sólida e gasosa) estejam simultaneamente em equilíbrio.

PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR

Uma das propriedades físicas com a qual mais comumente convivemos, e que é facilmente perceptível, é a **volatilidade** de diferentes substâncias. É senso comum que substâncias diferentes apresentam diferentes volatilidades, ou seja, têm maior ou menor facilidade de passar do estado líquido para o estado gasoso.

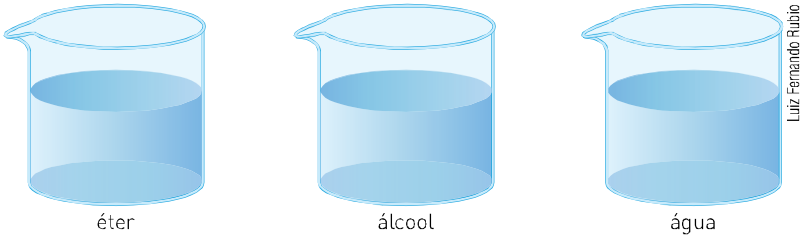
Fernando Favoretto/Criar Imagem

Eduardo Santaliestra

Thinkstock/Getty Images

Ao remover esmalte das unhas utilizando acetona, a manicure fecha de imediato o frasco após ter embebido o algodão, pois ela sabe que a acetona evapora muito facilmente. O mesmo ocorre quando utilizamos éter. No entanto, não há esse tipo de preocupação quando usamos óleo ou azeite para temperar salada, pois essas substâncias são pouco voláteis e seus recipientes podem permanecer abertos até termos consumido todo o seu conteúdo.

Podemos comparar a volatilidade de três substâncias — álcool comum, éter e água — no mesmo ambiente, colocando volumes iguais desses líquidos em três frascos idênticos dispostos sobre uma mesa.


éter álcool água

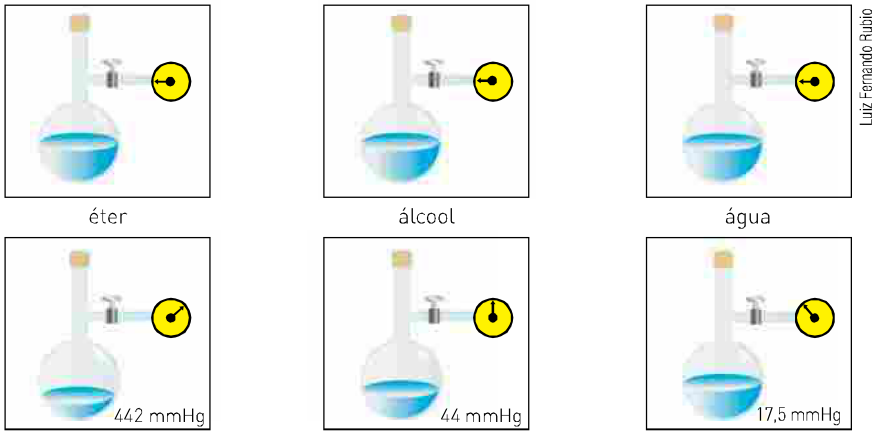
Luiz Fernando Rubio

Após certo tempo, verificamos que o frasco contendo éter está vazio e que o volume do álcool diminuiu de maneira considerável, enquanto o volume de água apresenta apenas uma pequena diminuição. Logo, podemos concluir que, das três substâncias, o éter é a mais volátil, ao passo que a água é a menos volátil.

Se realizarmos um experimento semelhante a esse, com recipientes fechados providos de um manômetro para medir a pressão interna do sistema, teremos o seguinte:

início
T = 20 °C

final
T = 20 °C



éter álcool água

Luiz Fernando Rubio

As pressões indicadas pelos manômetros correspondem àquelas exercidas pelos vapores em uma situação de equilíbrio, em que a velocidade de vaporização é igual à velocidade de liquefação:

$$\text{líquido} \underset{\text{liquefação}}{\overset{\text{vaporização}}{\rightleftharpoons}} \text{vapor}$$

No equilíbrio, à temperatura constante, a concentração das moléculas no estado de vapor não varia com o tempo. Dessa forma, a pressão exercida pelo vapor sobre o líquido permanece constante. A pressão de vapor em equilíbrio com seu líquido é denominada **pressão máxima de vapor (P)**.

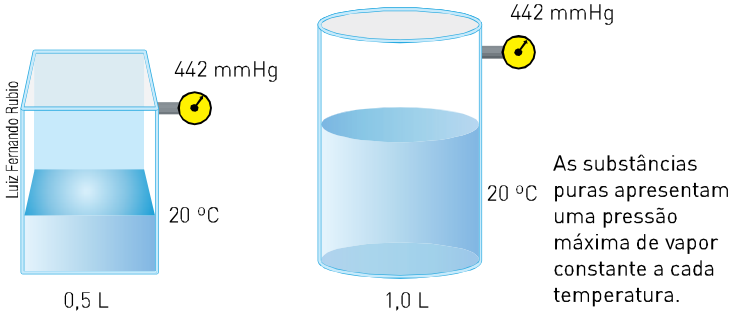
Pressão máxima de vapor (P): pressão exercida pelo vapor quando existe um equilíbrio entre as fases líquida e de vapor em uma dada temperatura.

Líquidos diferentes, em uma mesma temperatura, apresentam diferentes pressões máximas de vapor, as quais dependem da intensidade das forças intermoleculares da substância no estado líquido. Pelos dados obtidos no exemplo, temos:

Pressão máxima de vapor (*P*) a 20 °C	
água (ℓ) $\rightleftharpoons$ água (v)	17,5 mmHg
álcool (ℓ) $\rightleftharpoons$ álcool (v)	44 mmHg
éter (ℓ) $\rightleftharpoons$ éter (v)	442 mmHg

O fato de o éter apresentar a maior pressão máxima de vapor nos permite deduzir que as interações entre suas moléculas, no estado líquido, são mais fracas; consequentemente, ele é mais volátil.

Na água, existem interações intermoleculares mais intensas, por esse motivo ela é a substância menos volátil e que apresenta menor pressão máxima de vapor.



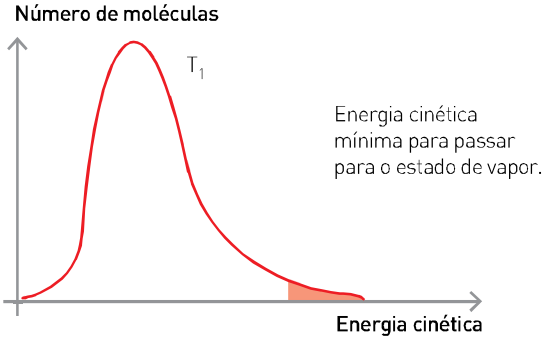
As substâncias puras apresentam uma pressão máxima de vapor constante a cada temperatura.

> *Verifica-se experimentalmente que a pressão máxima de vapor de um líquido, em uma mesma temperatura, não depende do volume desse líquido nem do formato do frasco no qual ele está contido.*

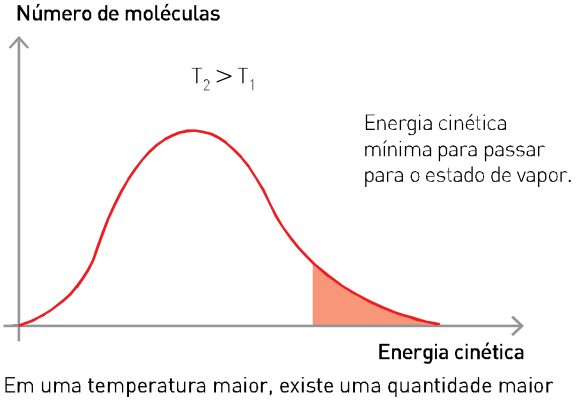
Influência da temperatura na pressão máxima de vapor

Somente uma fração das moléculas de um líquido tem energia cinética suficiente para passar para o estado de vapor.

Quando um líquido é aquecido, a energia cinética média de suas moléculas aumenta, o que facilita a passagem para o estado de vapor. Como consequência, há um aumento do número de moléculas no estado de vapor, isto é, aumenta a pressão máxima de vapor da substância.



A área colorida indica a fração de moléculas com energia cinética suficiente para passar para o estado de vapor.

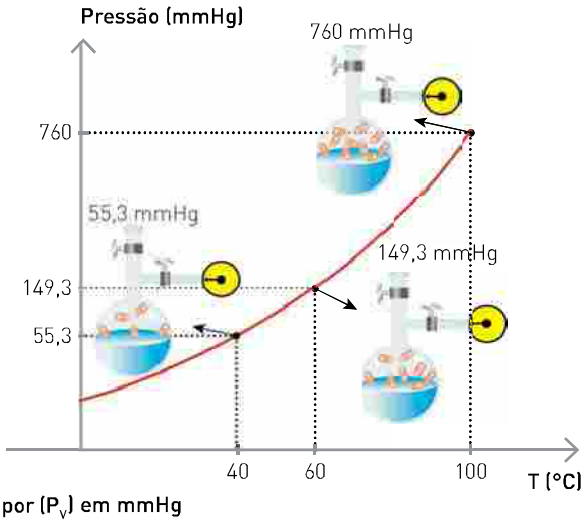


Em uma temperatura maior, existe uma quantidade maior de moléculas com energia suficiente para passar para o estado de vapor.

Vamos considerar, por exemplo, a água em diferentes temperaturas.

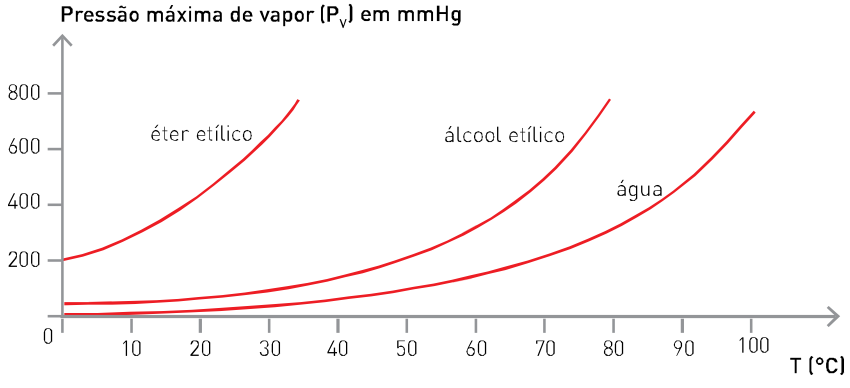
Essas medidas de pressão máxima de vapor demonstram que, quanto maior é a temperatura de um líquido, maior é sua pressão máxima de vapor.

A partir de dados obtidos em experimentos nos quais foram utilizadas diferentes substâncias em diferentes temperaturas, podemos construir um gráfico (abaixo) relacionando as pressões máximas de vapor e a temperatura.



A análise do gráfico permite concluir que:

- a uma mesma temperatura, líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor;
- a pressão máxima de vapor de um líquido aumenta com a elevação da temperatura.



Essas conclusões referem-se à pressão máxima de vapor no equilíbrio líquido-vapor; porém, vale ressaltar que alguns sólidos (gelo-seco, naftalina, iodo, cânfora, mentol etc.) sofrem sublimação, ou seja, passam diretamente do estado sólido para o gasoso. Nessa situação, há um equilíbrio entre esses dois estados:

$$\text{sólido} \underset{}{\overset{\text{equilíbrio}}{\rightleftharpoons}} \text{vapor}$$

Nesse sistema, a velocidade de transformação — tanto do sólido para o vapor quanto do vapor para o sólido — é a mesma, em uma dada temperatura.

No entanto, para a maioria dos sólidos, devido à grande intensidade das ligações intermoleculares, a pressão máxima de vapor é considerada desprezível.

Thinkstock/Getty Images

É comum o uso de gelo em mictórios masculinos de restaurantes. O gelo diminui a temperatura da urina e, dessa forma, reduz a volatilidade das substâncias que exalam cheiro desagradável.

Rita Barreto

A naftalina, mesmo sendo um sólido, apresenta considerável pressão máxima de vapor. Devido à sua volatilidade, é muito usada em banheiros para dissimular odores desagradáveis. Essa aplicação, no entanto, é desaconselhável, pois a inalação dos vapores da naftalina está associada a certos tipos de câncer.

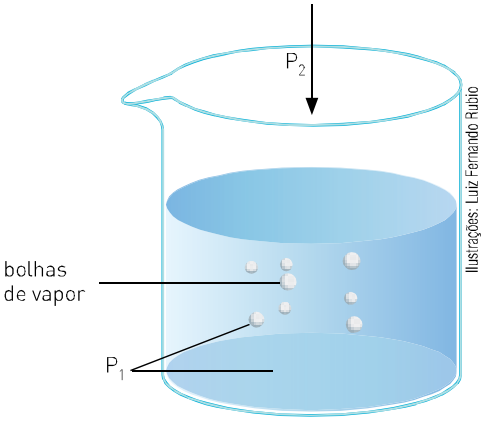
A pressão máxima de vapor e a temperatura de ebulição

Quando um líquido é aquecido em recipiente aberto, inicialmente se observa, no fundo do recipiente (onde ocorre o fornecimento de calor), a formação de bolhas constituídas pelo ar que estava dissolvido no líquido.

À medida que ele é aquecido, parte das moléculas adquire, a uma dada temperatura, energia suficiente para que ocorra a mudança de estado do líquido, que sofre vaporização, acarretando a formação de grandes bolhas em toda a sua extensão.

Essas bolhas são formadas pelo vapor do líquido cercado por uma película do próprio líquido. Para que elas se formem, subam para a superfície e se rompam, escapando do líquido, é necessário que a pressão de vapor no interior da bolha seja, no mínimo, igual à pressão atmosférica.

Assim, concluímos que:



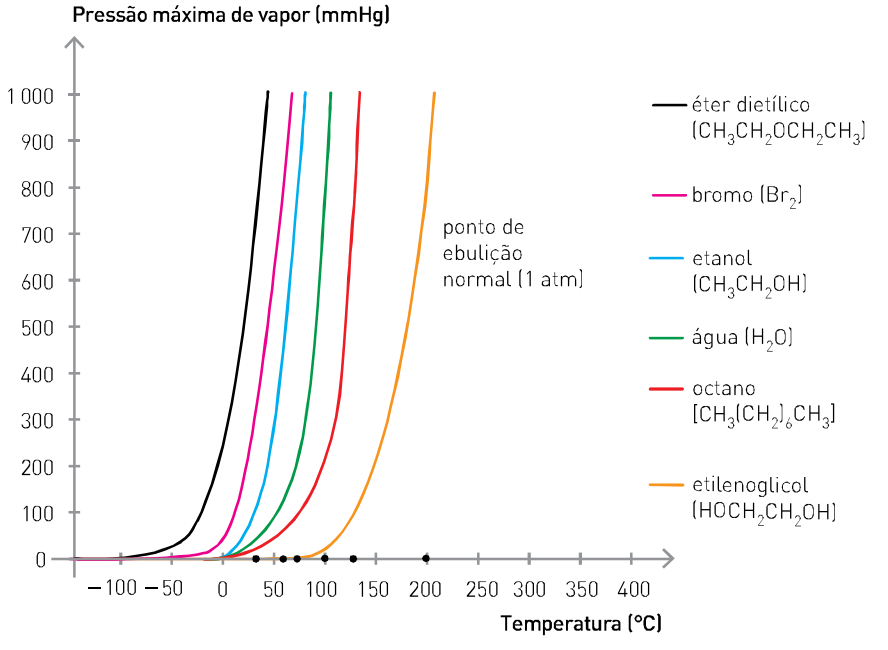
Um líquido entra em ebulição quando a pressão máxima de vapor no interior das bolhas (P_1)se iguala à pressão exercida sobre elas (P_2).

> Um líquido ferve (entra em ebulição) à temperatura na qual a pressão máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície, ou seja, à pressão atmosférica.

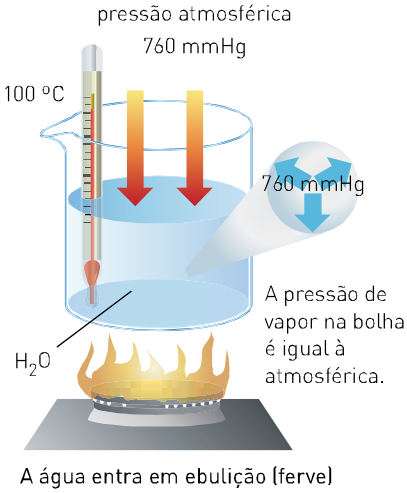
Se a ebulição ocorrer ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 1 atm (760 mmHg), o líquido só ferverá quando a sua pressão máxima de vapor for igual a 760 mmHg, que é denominada **temperatura de ebulição normal**.

O gráfico a seguir relaciona a pressão máxima de vapor (P_V) e a temperatura (T) de algumas substâncias. A partir dele, podemos determinar as temperaturas de ebulição (TE) dessas substâncias em diferentes pressões atmosféricas.

Variação da P_V de algumas substâncias em função da temperatura



Fonte: GILBERT et al. *Chemistry*. 2. ed. New York: W. W. Norton & Co, 2008.



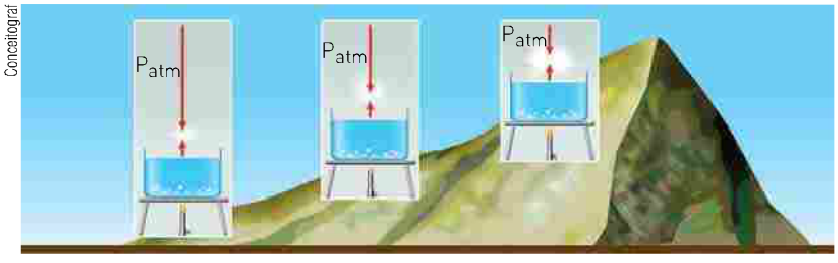
A água entra em ebulição (ferve) ao nível do mar quando a pressão máxima de vapor atinge o valor de 760 mmHg.

Pela análise do gráfico, podemos perceber que a temperatura de ebulição de cada um dos líquidos varia à medida que ocorre a mudança da pressão exercida sobre eles, ou seja, da pressão atmosférica. Assim, a TE de um líquido pode ser diminuída pela redução da pressão exercida sobre ele.

QUÍMICA E ALIMENTAÇÃO

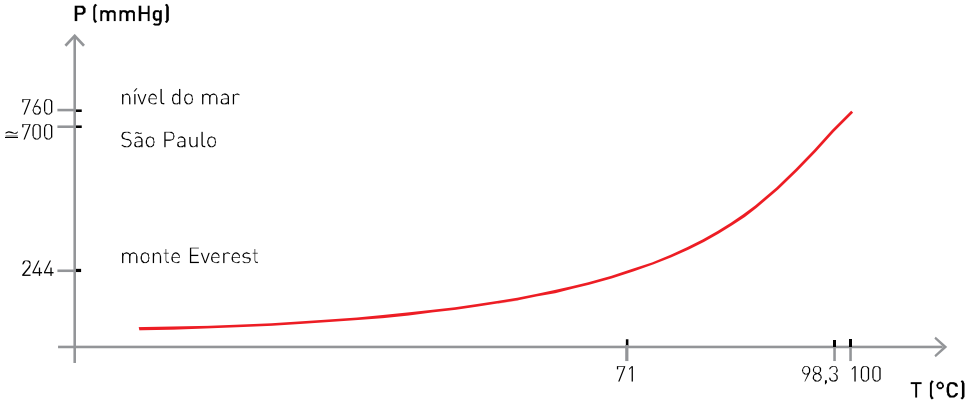
Cozinhando alimentos

Nas montanhas, onde a pressão atmosférica é menor do que ao nível do mar, a temperatura de ebulição da água em recipiente aberto é menor do que 100 °C. No monte Everest (Ásia), por exemplo, cujo pico está 8882 metros acima do nível do mar, a pressão atmosférica é de 244 mmHg, e a água entra em ebulição a 71 °C.



Na cidade de São Paulo, onde a pressão atmosférica é de aproximadamente 700 mmHg, a TE da água é de aproximadamente 98 °C.

O fato de o ponto de ebulição ser alterado pela variação da pressão exercida sobre o líquido é observado com frequência em nosso dia a dia. Um aumento de pressão provoca um aumento na temperatura de ebulição, que, por sua vez, acelera as mudanças físicas e químicas que ocorrem durante o cozimento de alimentos, como carnes, ovos e legumes. Esse aumento da pressão é obtido quando utilizamos a panela de pressão. Nesse utensílio, a pressão atinge valores superiores a 1 atm (760 mmHg), o que provoca a ebulição da água a temperaturas superiores a 100 °C.



Para ir além

1. Em uma cidade localizada a uma altitude intermediária entre a altitude da cidade de São Paulo e a do monte Everest, espera-se que a temperatura de ebulição da água seja:

   a) maior que 100 °C.

   b) menor que 71 °C.

   c) maior que 98,3 °C e menor que 100 °C.

   d) entre 71 °C e 98,3 °C.

2. Suponha que, ao nível do mar, um recipiente contendo 10 mL de água pura e outro com 1 000 mL foram colocados para ferver. Ambos foram submetidos à mesma fonte de calor. Responda:

   a) Qual a temperatura de ebulição da água em cada um dos recipientes?

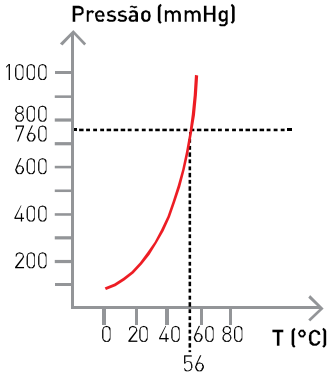
   b) Em qual dos dois recipientes a água ferverá primeiro? Por quê?

3. Pesquise na internet, em livros de Geografia ou na biblioteca de sua escola ou cidade: Qual a altitude da cidade de São Paulo em relação ao nível do mar? Compare-a com a altitude encontrada no pico do monte Everest e responda: Em qual das duas localidades deve-se conseguir ferver mais depressa uma mesma quantidade de água submetida a uma mesma fonte térmica?

4. De acordo com o Laboratório de Química do Estado Sólido, da Unicamp, a vantagem de se utilizar a panela de pressão no preparo dos alimentos reside apenas na redução do tempo de cozimento. Visite a página <http://lqes.iqm.unicamp.br/canal_cientifico/lqes_news/lqes_news_cit/lqes_news_2012/lqes_news_novidades_1683.html> na internet e, depois de ler seu conteúdo, discuta com os colegas: Como aproveitar melhor os nutrientes dos alimentos preparados na panela de pressão? (Acesso em: 5 mar. 2014.)

Exercício resolvido

(UFU-MG) O gráfico ao lado representa a variação da pressão de vapor da acetona em função da temperatura.



Se acetona líquida for colocada no interior de um recipiente e este for submetido a vácuo até a pressão de 100 mmHg, será observado, a 25 °C:

a) Acetona líquida em uma temperatura inferior à inicial.

b) O volume de acetona líquida permanece inalterado.

c) Toda a acetona se encontrará na fase de vapor.

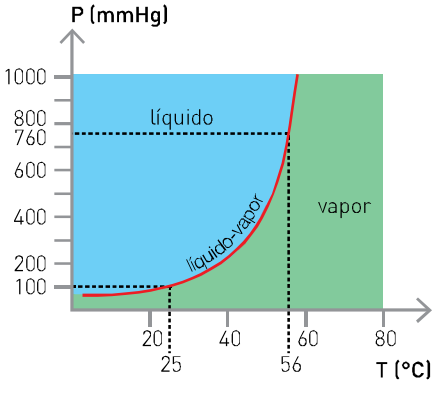
d) Acetona líquida em equilíbrio com a fase de vapor.

e) Desprendimento de bolhas de ar da acetona líquida.

Solução

Pela análise do gráfico, podemos verificar que, a 760 mmHg, a acetona entra em ebulição a 56 °C. Nessas condições ocorre mudança de estado:

$$\text{Líquido} \rightleftharpoons \text{Vapor}$$



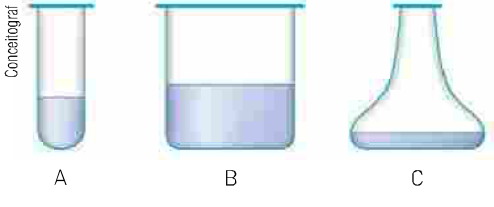
Assim, temos:

1) Sob pressão de 760 mmHg e em temperaturas menores que 56 °C, a acetona encontra-se no estado líquido.
2) Sob pressões menores que 760 mmHg e à temperatura constante de 56 °C, a acetona estará no estado de vapor.

Nas condições de 25 °C e 100 mmHg, a acetona estará no estado de vapor.
Alternativa correta: *c*.

Exercícios fundamentais

Considere os três frascos, que contêm acetona às mesmas condições de temperatura e pressão, e responda às questões **1** e **2**.



1. Em qual(is) frasco(s) teremos acetona na forma de vapor?
2. Em qual(is) frasco(s) a pressão de vapor da acetona é maior? Justifique sua resposta.

As informações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões de **3** a **6**.

Líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor sob uma mesma temperatura. Quanto mais volátil o líquido, menor sua temperatura de ebulição e maior sua pressão máxima de vapor:

↑ Volatilidade ⇒ ↓ Temperatura de ebulição ⇒ ↑ Pressão máxima de vapor

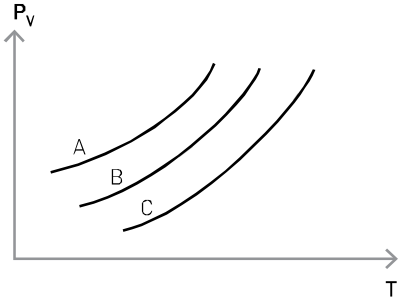
A tabela ao lado apresenta as pressões máximas de vapor (P_V) de três substâncias à mesma temperatura.

Substâncias	Pressão máxima de vapor (P_V) em mmHg
I	100
II	140
III	200

3. Qual das substâncias é a mais volátil?

4. Qual delas apresenta a maior temperatura de ebulição?

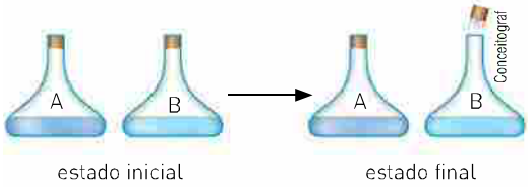
5. Associe as três substâncias com as curvas *A*, *B* e *C*.



6. Em qual das substâncias as ligações intermoleculares no estado líquido são mais intensas?

Testando seu conhecimento

Observe a sequência de ilustrações, em que *A* e *B* se mantêm sob as mesmas condições de temperatura e pressão nos estados inicial e final.



Agora, responda às questões de **1** a **4**.

1. Por que a rolha do frasco que contém o líquido *B* foi ejetada?

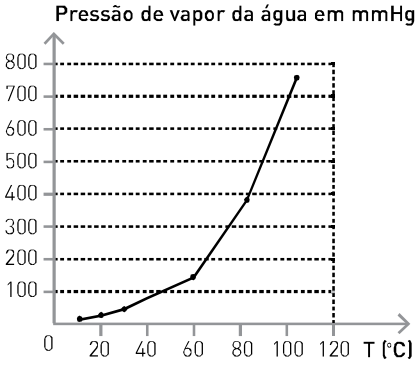
2. Qual líquido é o mais volátil?

3. Qual líquido apresenta a maior temperatura de ebulição?

4. As forças intermoleculares são mais fracas em qual dos líquidos?

5. (Enem-MEC) Um líquido, num frasco aberto, entra em ebulição a partir do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Identifique a opção correta, considerando a tabela, o gráfico e os dados apresentados sobre as seguintes cidades:

- Natal (RN): nível do mar
- Campos do Jordão: 1 628 m
- Pico da Neblina (RR): 3 014 m



Altitude (km)	Pressão atmosférica (mmHg)
0	760
1	600
2	480
4	300
6	170
8	120
10	100

A temperatura de ebulição será:

a) maior em Campos do Jordão.
b) menor em Natal.
c) menor no Pico da Neblina.
d) igual em Campos do Jordão e Natal.
e) não dependerá da altitude.

6. Esboce um gráfico indicando na abscissa a temperatura (°C) e na ordenada a pressão de vapor (mmHg), considerando os dados a seguir:

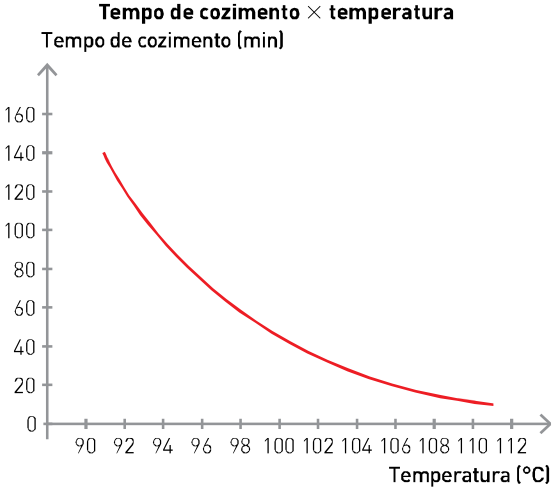
Água	T (°C)	0	10	20	30
	P_V	5	10	18	32

Álcool comum	T (°C)	0	10	20	30
	P_V	12	24	44	79

7. (ITA-SP) Explique por que água pura exposta à atmosfera e sob pressão de 1,0 atm entra em ebulição em uma temperatura de 100 °C, enquanto água pura exposta à pressão atmosférica de 0,7 atm entra em ebulição em uma temperatura de 90 °C.

8. (Unicamp-SP) No Rio de Janeiro (ao nível do mar), uma certa quantidade de feijão demora 40 minutos em água fervente para ficar pronta. A tabela abaixo fornece o valor da temperatura de fervura da água em função da pressão atmosférica, enquanto o gráfico fornece o tempo de cozimento dessa quantidade de feijão em função da temperatura. A pressão atmosférica ao nível do mar vale 760 mmHg e ela diminui 10 mmHg para cada 10 m de altitude.

Temperatura de fervura da água em função da pressão	
P (mmHg)	T (°C)
600	94
640	95
680	97
720	98
760	100
800	102
840	103
880	105
920	106
960	108
1 000	109
1 040	110



a) Se o feijão fosse colocado em uma panela de pressão a 880 mmHg, em quanto tempo ele ficaria pronto?
b) Em uma panela aberta, em quanto tempo o feijão ficará pronto na cidade de Gramado (RS) na altitude de 800 m?
c) Em que altitude o tempo de cozimento do feijão (em uma panela aberta) será o dobro do tempo de cozimento ao nível do mar?

9. (Unimontes-MG) A altitude de alguns locais e as respectivas pressões atmosféricas são dadas na tabela ao lado.

Local	Altitude (m)	Pressão (mmHg)
Cidade do México	2 240	585
Cidade de La Paz	3 632	484
Monte Aconcágua	6 960	413
Monte Everest	8 880	235

A partir desses dados, pode-se dizer que:

a) os alimentos são cozidos mais demoradamente no monte Everest.
b) a temperatura de ebulição da água pura é maior que 100 °C na Cidade do México.
c) a água pura entra em ebulição à mesma temperatura nesses locais.
d) as interações nas moléculas de água se tornam mais fracas em baixas pressões.

10. (UEPB)

Emissões veiculares são responsáveis por 80% da poluição na RMC, aponta estudo

Dados podem ser ferramenta para planejamento, manutenção e controle da qualidade do ar

Estudo da qualidade do ar da região Metropolitana de Campinas (RMC) concluiu que cerca de 80% da poluição atmosférica é resultante principalmente das emissões veiculares. A pesquisa considerou os poluentes monóxido de carbono (CO), óxidos de nitrogênio (NO_x), hidrocarbonetos (HC) e material particulado (MP). O trabalho foi aprofundado no monitoramento de Compostos Orgânicos Voláteis (COVs). Os COVs são constituídos principalmente de hidrocarbonetos, aldeídos e cetonas, entre outros compostos, que se encontram no estado gasoso à pressão e temperatura ambientes e participam pela ação da luz e de reações fotoquímicas, dando origem a compostos que podem ser mais nocivos que os originais. O monitoramento foi realizado inicialmente em dez locais e depois se concentrou em cinco deles, em vista da seleção entre os que revelaram características semelhantes.

Jornal da Unicamp (Campinas, 13 a 26 de junho de 2011 – ANO XXV – Nº 498). Autor: Carmo Gallo Netto

Os Compostos Orgânicos Voláteis (COV) são emitidos, dentre outros, por veículos automotores e são a fração de compostos orgânicos total em uma amostra, os quais possuem alta pressão de vapor sob condições normais, a tal ponto de vaporizar. Qual o conceito de pressão de vapor?

a) Pressão de um líquido quando em contato com o vapor de seu próprio gás.
b) Pressão de um vapor na atmosfera.
c) Pressão exercida por um vapor quando está em equilíbrio dinâmico com o líquido que lhe deu origem.
d) Pressão de um gás em equilíbrio dinâmico com o líquido que lhe deu origem.
e) Pressão de um gás na atmosfera.

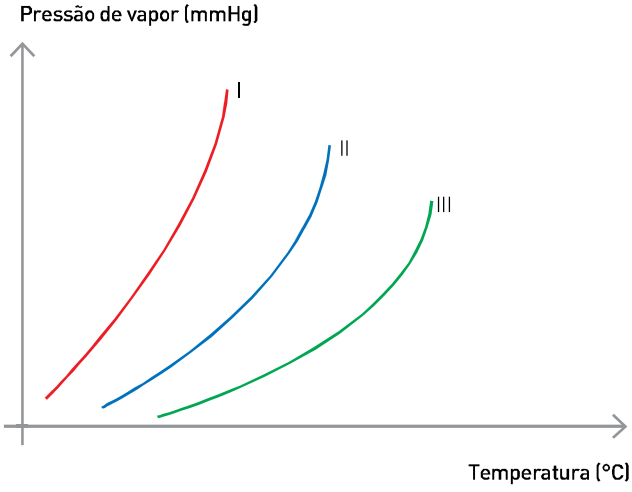
11. (UFSC) Dois amigos, Carlos e Eduardo, viajam de carro da cidade de Urubici, localizada na serra catarinense a 927 metros de altitude em relação ao nível do mar, para a cidade de Florianópolis. Os rapazes estão se preparando para o vestibular e várias situações ocorrem durante a viagem, nas quais seus conhecimentos de Química são testados por eles mesmos, conforme se pode verificar na questão a seguir.

Chegando ao apartamento dos pais em Florianópolis, Carlos resolve fazer um café. Coloca água para ferver e aguarda. Algum tempo depois comenta: "— Essa água parece que demora mais para fever aqui do que em Urubici!".

Com base nas propriedades físicas das substâncias, é **CORRETO** afirmar que:

01. numa altitude menor a camada de ar sobre o local é maior, logo a temperatura de ebulição da água é maior.
02. a pressão de vapor de um líquido não é dependente da temperatura.
04. devido às forças intermoleculares, o ponto de ebulição da água é maior que o do H_2S.
08. um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor é menor que a pressão atmosférica.
16. uma mistura de água tem ponto de ebulição maior que água pura.
32. o Mar Morto, na Jordânia, localiza-se a uma altitude de −395 metros, assim, o ponto de ebulição da água neste local deve ser maior que 100 °C.

12. (PUC-MG) As temperaturas normais de ebulição da água, do etanol e do éter etílico são, respectivamente, 100 °C, 78 °C e 35 °C. Observe as curvas da variação de pressão de vapor do líquido (P_V) em função da temperatura (t).



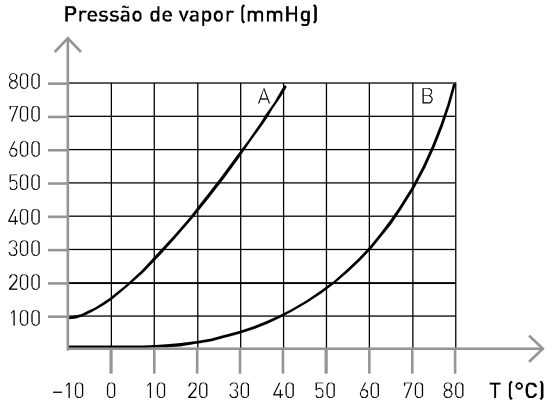
As curvas I, II e III correspondem, respectivamente, aos compostos:

a) água, etanol e éter etílico.
b) éter etílico, etanol e água.
c) éter etílico, água e etanol.
d) água, éter etílico e etanol.

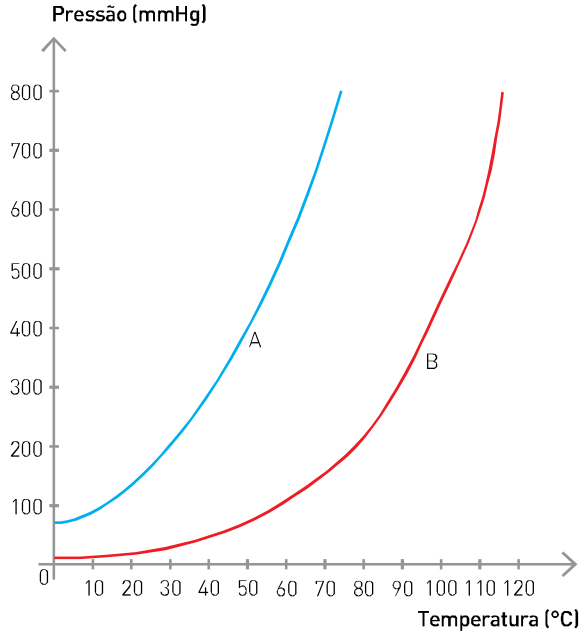
13. (Fuvest-SP) As curvas de pressão de vapor de éter dietílico (*A*) e etanol (*B*) são dadas ao lado:

a) Quais os pontos de ebulição destas substâncias na cidade de São Paulo?
(Pressão atmosférica = 700 mmHg)

b) A 500 mmHg e 50 °C, qual é o estado físico de cada uma dessas substâncias? Justifique.



14. (Ufop-MG) Considere o gráfico a seguir, que mostra a variação da pressão de vapor de dois líquidos, *A* e *B*, com a temperatura.



I. Qual a pressão de vapor do líquido *A* a 70 °C?

II. A que temperatura o líquido *B* tem a mesma pressão de vapor do líquido *A* a 70 °C?

III. Explique, com base nas forças intermoleculares, qual dos dois líquidos é o mais volátil.

Aprofundando seu conhecimento

1. (Mack-SP) Quando um líquido puro, contido em um recipiente aberto, entra em ebulição:

a) a pressão externa é maior que a pressão máxima de vapor desse líquido.

b) a temperatura vai aumentando à medida que o líquido vaporiza.

c) a pressão máxima de seus vapores é igual ou maior que a pressão atmosférica.

d) a temperatura de ebulição tem sempre o mesmo valor, independentemente da altitude do lugar onde se realiza o aquecimento.

e) a energia cinética de suas moléculas diminui.

2. (UFU-MG) O arroz branco, um cereal refinado, cozinha a 373,15 K em Santos, próximo à praia. Que procedimento deve ser tomado para cozinhar o mesmo arroz em La Paz, na Bolívia, que possui 3 657 m de altitude? Responda conceitualmente explicando sucintamente o fenômeno.

Dado: em La Paz, a pressão atmosférica é de aproximadamente 62 kPa (1 atm = 101,325 kPa).

3. (Metodista-SP) Um boliviano em visita à Baixada Santista surpreendeu-se com a rapidez do cozimento de um simples ovo. Comente e explique.

4. (UFMG) Um balão de vidro, que contém água, é aquecido até que essa entre em ebulição. Quando isso ocorre,

- desliga-se o aquecimento e a água para de ferver;
- fecha-se, imediatamente, o balão; e, em seguida,
- molha-se o balão com água fria; então,
- a água, no interior do balão, volta a ferver por alguns segundos.

Assim sendo, é *correto* afirmar que, imediatamente após o balão ter sido molhado, no interior dele,

a) a pressão de vapor da água aumenta.
b) a pressão permanece constante.
c) a temperatura da água aumenta.
d) a temperatura de ebulição da água diminui.

5. (EEM-SP) Para o equilíbrio líquido-vapor de água encontramos os seguintes valores de pressão de vapor em função da temperatura:

T °C	0	30	50	70	100	115
P_V (mmHg)	4,6	32	92	234	760	1140

a) Qual a temperatura de ebulição da água pura?
b) Numa panela de pressão, a pressão interior é igual a 1,5 atm; qual a temperatura de ebulição da água pura nessa panela de pressão?

6. (Unifesp) No final de junho de 2006, na capital paulista, um acidente na avenida marginal ao rio Pinheiros causou um vazamento de gás, deixando a população preocupada. O forte odor do gás foi perceptível em vários bairros próximos ao local. Tratava-se da substância química butilmercaptana, que é um líquido inflamável e mais volátil que a água, utilizado para conferir odor ao gás liquefeito de petróleo (GLP). A substância tem como sinônimos químicos butanotiol ($H_3C - CH_2 - CH_2 - \underset{\displaystyle SH}{\underset{|}{CH_2}}$) e álcool tiobutílico. Sobre a butilmercaptana, são feitas as seguintes afirmações.

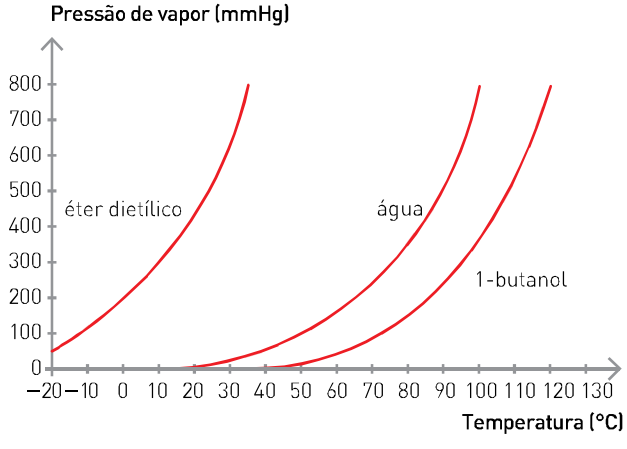
I. Apresenta massa molar igual a 90 g/mol.
II. Apresenta maior pressão de vapor do que a água, nas mesmas condições.
III. É menos densa que o ar, nas mesmas condições.

Dados: Massas atômicas: C = 12; H = 1; S = 32.

São corretas as afirmações contidas em:

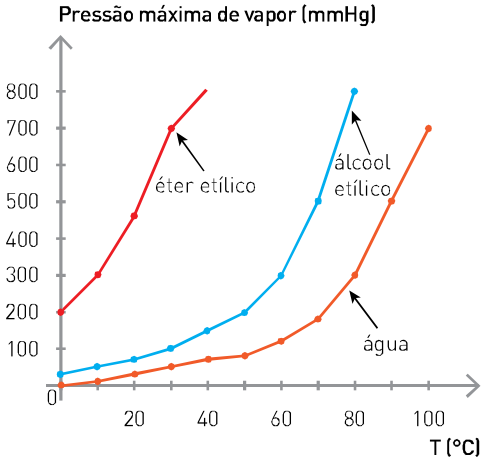
a) I, II e III.
b) I e II, apenas.
c) I e III, apenas.
d) II e III, apenas.
e) I, apenas.

7. (Fuvest-SP) O gráfico a seguir traz as curvas de pressão de vapor em função da temperatura do éter dietílico, da água e do 1-butanol.



a) No topo do monte Everest a água entra em ebulição a 76 °C. Consultando o gráfico, qual deve ser o ponto de ebulição do éter dietílico no mesmo local? Justifique.
b) Pelos dados do gráfico, pode-se afirmar que, sob uma mesma pressão, o ponto de ebulição do 1-butanol é maior do que o do éter dietílico. Explique esse comportamento com base na estrutura desses compostos.

8. (UFU-MG) O gráfico ao lado relaciona as pressões máximas de vapor e a temperatura para o éter etílico, álcool etílico e água. Em nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 760 mmHg, sabe-se que os pontos de ebulição para o éter etílico, álcool etílico e água são 34,6 °C, 78,3 °C e 100 °C, respectivamente.



A esse assunto, é *incorreto* afirmar que:

a) o álcool etílico encontra-se no estado líquido sob pressão de 760 mmHg e sob temperaturas menores que 78,3 °C.

b) o aumento da temperatura acarreta um aumento na pressão de vapor para os líquidos exemplificados.

c) o éter é o mais volátil dessas substâncias, pois apresenta maior pressão máxima de vapor devido a suas interações intermoleculares serem mais fortes.

d) a pressão máxima de vapor de uma substância, em uma mesma temperatura, não depende do volume dessa substância.

9. (UFRJ) As substâncias puras tetracloreto de carbono, n-octano, n-hexano e isopropanol encontram-se em frascos identificados apenas pelas letras *A*, *B*, *C* e *D*.

Para descobrir as substâncias contidas nos frascos, foram realizados dois experimentos:

- No primeiro experimento, foi adicionada uma certa quantidade de água nos frascos *A* e *B*, observando-se o comportamento mostrado na figura 1.
- No segundo experimento, determinou-se que a substância do frasco *C* foi aquela que apresentou a menor pressão de vapor à temperatura ambiente (25 °C).

Usando conceitos de polaridade das moléculas e a tabela de propriedades (figura 2), identifique os compostos *A*, *B*, *C* e *D*.

Figura 1

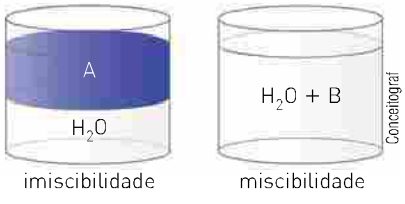
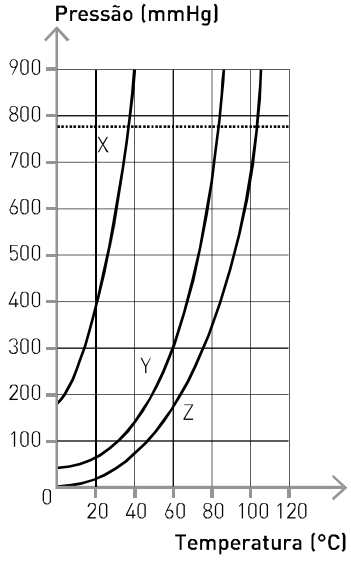


Figura 2

Substância	Temperatura normal de ebulição (°C)	Densidade (g/mL)
tetracloreto de carbono	77	1,6
isopropanol	82	0,8
n-octano	126	0,70
n-hexano	69	0,66

10. Em um laboratório, um estudante recebeu três diferentes amostras (*X*, *Y* e *Z*), cada uma de um líquido puro, para que fosse estudado o comportamento de suas pressões de vapor em função da temperatura. As informações fornecidas eram de que o experimento deveria ser realizado no intervalo de pressões de vapor entre 0 mmHg e 900 mmHg e temperatura entre 0 °C e +120 °C.



Usando os dados anteriores e o gráfico (pressão de vapor em função da temperatura) obtido a partir do experimento realizado:

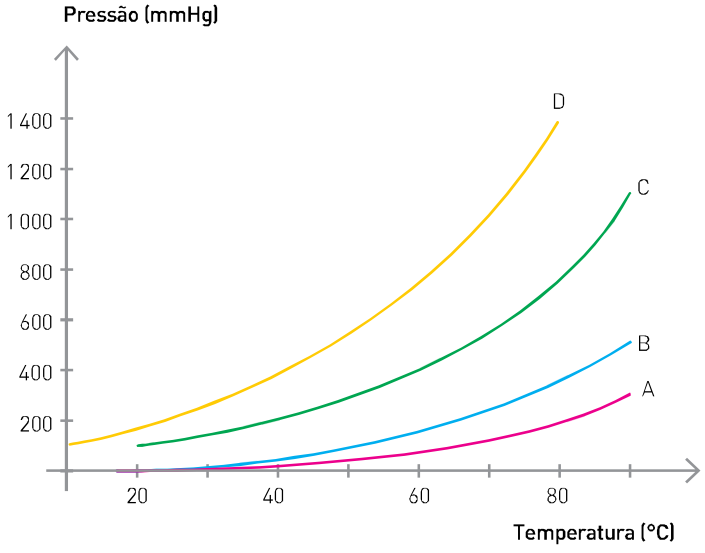
a) explique como pode ser determinada a temperatura de ebulição do líquido *Y*, em uma altitude na qual a pressão atmosférica é igual a 700 mmHg.

b) identifique o líquido mais volátil e o menos volátil, justificando o porquê dessa diferença.

c) analise a influência da temperatura na energia das moléculas e seu efeito no equilíbrio líquido-vapor.

11. (Ufscar-SP) As curvas *A*, *B*, *C* e *D*, mostradas no gráfico da página seguinte, apresentam as variações das pressões de vapor em função da temperatura de quatro substâncias puras.

A tabela apresenta as fórmulas e massas molares das quatro substâncias associadas às curvas *A*, *B*, *C* e *D*, porém não necessariamente nessa ordem.

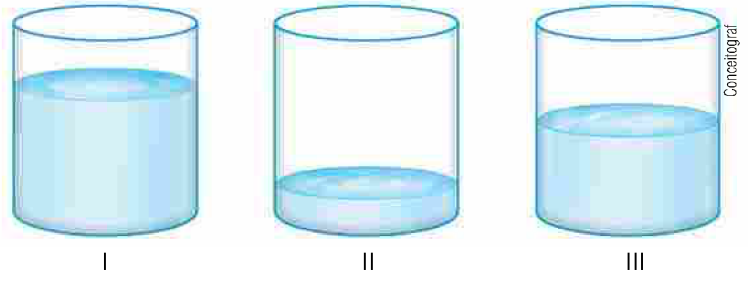


Substância	Massa molar (g/mol)
H_2O	18
CH_3COOH	60
$HCC\ell_3$	119
$CC\ell_4$	154

a) Considere que cada substância foi aquecida, isoladamente, até 70 °C, sob pressão de 760 mmHg. Quais das curvas (*A*, *B*, *C* ou *D*) representam as substâncias que estão no estado gasoso nessas condições? Justifique sua resposta.

b) Identifique qual curva de pressão de vapor em função da temperatura (*A*, *B*, *C* ou *D*) corresponde àquela da substância $CC\ell_4$. Justifique sua resposta.

12. (Unifesp) Dois experimentos foram realizados em um laboratório de química.



Experimento 1: Três frascos abertos contendo, separadamente, volumes iguais de três solventes, I, II e III, foram deixados em uma capela (câmara de exaustão). Após algum tempo, verificou-se que os volumes dos solventes nos três frascos estavam diferentes.

Experimento 2: Com os três solventes, foram preparadas três misturas binárias. Verificou-se que os três solventes eram miscíveis e que não reagiam quimicamente entre si. Sabe-se, ainda, que somente a mistura (I + III) é uma mistura azeotrópica.

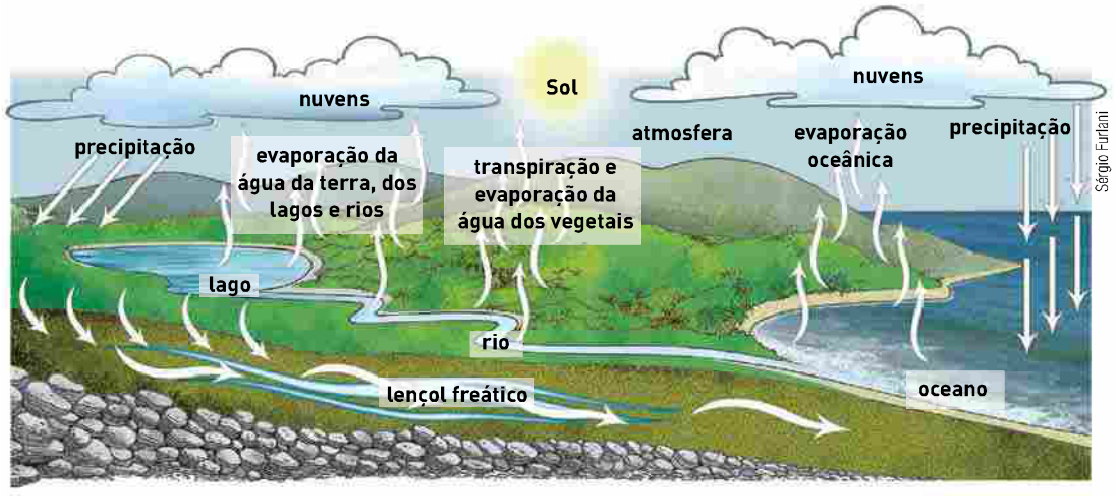
a) Coloque os solventes em ordem crescente de pressão de vapor. Indique um processo físico adequado para a separação dos solventes na mistura (I + II).

b) Esboce uma curva de aquecimento (temperatura × tempo) para a mistura (II + III), indicando a transição de fases. Qual é a diferença entre as misturas (II + III) e (I + III) durante a ebulição?

QUÍMICA E MEIO AMBIENTE

O vapor-d'água na atmosfera

A ilustração abaixo mostra o ciclo da água na natureza. A evaporação da água forma massas de ar úmido que, quando resfriadas, originam as nuvens. A água, então, volta à terra como chuva, alimentando as fontes subterrâneas de água (lençóis freáticos), rios, lagos etc. antes de evaporar novamente, fechando o ciclo.

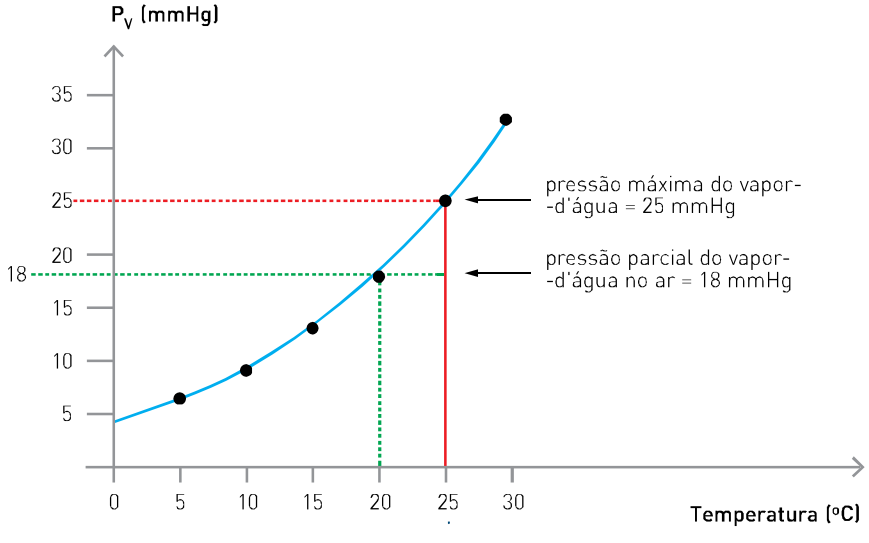


A atmosfera normalmente apresenta uma certa quantidade de vapor-d'água (umidade) proveniente do ciclo de água, da queima de combustíveis, do ar expirado. A quantidade de vapor-d'água existente no ar, expressa em g de H_2O/m^3 de ar, é denominada **Umidade Absoluta do Ar (UAA)**.

Contudo, a maneira mais comum de indicar essa quantidade considera a porcentagem de vapor-d'água existente no ar em relação à máxima quantidade em que nele pode ser encontrado, na mesma temperatura. Essa forma de indicá-la, denominada **Umidade Relativa do Ar (URA)**, compara a pressão parcial do vapor-d'água ($P_{V\,(água)}$) existente no ar com a pressão máxima de vapor (P_V) da água a uma dada temperatura:

$$\left.\begin{array}{r} P_V \longrightarrow 100\%\ \text{umidade} \\ P_{V\,(água)} \longrightarrow \text{URA} \end{array}\right\} \quad \text{URA} = \frac{P_{V\,(água)}}{P_V} \cdot 100\%$$

Usando o gráfico que mostra os valores da P_V da água entre 0 °C e 30 °C e supondo que a $P_{V\,(água)}$ em um dado instante, a 25 °C, é de 18 mmHg, temos:



Aplicando a expressão já vista, podemos determinar a URA.

$$\left.\begin{array}{l} 25\ \text{mmHg} \longrightarrow 100\% \\ 18\ \text{mmHg} \longrightarrow \text{URA} \end{array}\right\} \Rightarrow \text{URA} = \frac{18\ \cancel{\text{mmHg}}}{25\ \cancel{\text{mmHg}}} \cdot 100\% = 72\%$$

Se a $P_{V\,(água)}$ permanecesse constante e a temperatura ambiente diminuísse, a P_V diminuiria e a URA aumentaria. Assim, a 20 °C, a URA seria de 100%, sendo que poderia ultrapassar esse valor a temperaturas inferiores. Nessas condições, o ar estaria supersaturado de vapor-d'água, o que levaria a uma situação de instabilidade.

Assim, uma parte do vapor-d'água se condensaria na forma de pequenas gotas: o orvalho.

Siegfried Kramer/Imagebroker/Easypix Brasil

O orvalho é formado na condensação do vapor-d'água na atmosfera.

Tim Graham/Alamy/Glow Images

A geada ocorre quando o vapor-d'água se solidifica (sublimação).

A maior temperatura na qual pode ocorrer a condensação do vapor-d'água é denominada **ponto de orvalho.**

Se o ponto de orvalho corresponder a uma temperatura menor que a da solidificação da água (0 °C), o vapor-d'água passa direto para o estado sólido: é o fenômeno da geada.

Para ir além

1. Relacione a umidade relativa do ar à secagem de roupas em um varal.
2. A geada queima flores, frutos e folhas das plantações, causando um grande prejuízo econômico. Argumente com seus colegas como esse fenômeno climático influencia o preço dos alimentos.
3. Noel Rosa, consagrado sambista brasileiro, morreu aos 26 anos de idade, vítima de tuberculose. Foi compositor de grandes sucessos, como "Com que roupa?" (1931), "Palpite infeliz" (1935) e "Feitiço da Vila" (1934), os dois últimos sambas gravados como resposta a uma rixa musical entre ele e Wilson Batista.
   Cursou Medicina, mas do curso só levou o samba "Coração" (1932):

   [...] Coração
   Grande órgão propulsor
   Transformador do sangue venoso em arterial
   Coração
   Não és sentimental
   Mas entretanto dizem
   Que és o cofre da paixão [...]

   Essa música ficou conhecida como "samba anatômico", apesar de trazer algumas imprecisões, como o fato de ser o pulmão que transforma o sangue venoso em arterial, e não o coração, como escrito pelo sambista.
   Em 1933 escreveu "O orvalho vem caindo", cujo trecho da letra foi reproduzido abaixo.

   [...] O orvalho vem caindo
   Vai molhar o meu chapéu
   E também vão sumindo
   As estrelas lá no céu [...]

   Responda aos itens.
   a) O que é o orvalho? O sambista usou o termo "orvalho" com exatidão em sua música?
   b) Qual a diferença entre o orvalho e a geada?
4. Pesquise na internet, em bibliotecas ou com seu professor de Geografia e descubra qual estado brasileiro possui o maior índice anual de umidade relativa do ar.

Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia

CAPÍTULO 6

Várias propriedades das soluções são aplicadas em nosso dia a dia. Um exemplo é a adição do etilenoglicol à água usada nos sistemas de refrigeração dos motores de automóveis.

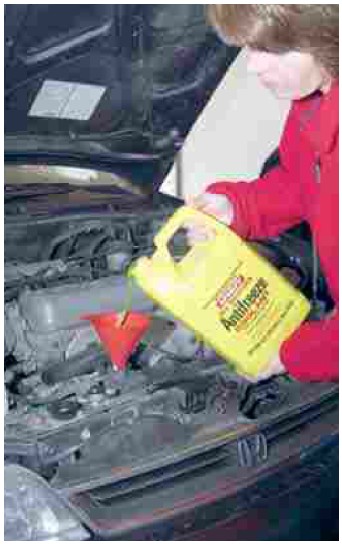
> ***Cuidado:*** *os anticongelantes automotivos em geral, e o etilenoglicol em especial, são tóxicos.*

Joe Belanger/Alamy/Glow Images

O superaquecimento é relativamente comum em veículos que não apresentam um eficiente sistema de refrigeração do motor ou não utilizam o etilenoglicol.

Thinkstock/Getty Images

A adição de etilenoglicol aumenta a temperatura de ebulição da água do radiador.



Clark Brennan/Alamy/Glow Images

Em outras situações, como nos países onde o inverno é muito rigoroso, o etilenoglicol tem a propriedade de diminuir a temperatura de solidificação (congelamento) da água no radiador dos automóveis, sendo chamado anticongelante.

Soluções aquosas do etilenoglicol e de outras substâncias têm propriedades diferentes do solvente puro, no caso a água, tais como:

- diminuição da pressão máxima de vapor (tonoscopia);
- elevação da temperatura de ebulição (ebulioscopia);
- diminuição da temperatura de solidificação (crioscopia);
- aumento da pressão osmótica (osmometria).

Essas propriedades são denominadas **propriedades coligativas.**

A intensidade com que essas alterações ocorrem depende unicamente da quantidade de partículas (moléculas ou íons) provenientes do soluto não volátil presente na solução.

Esses fenômenos podem ser explicados pelas interações que ocorrem entre as partículas do soluto e as moléculas do solvente. Essas interações dificultam a passagem do solvente para o estado de vapor, assim como seu congelamento.

TONOSCOPIA OU TONOMETRIA

Por volta de 1886, o químico francês François Marie Raoult (1830-1901) verificou que a pressão de vapor de um solvente, quando em uma solução de um soluto não volátil e não eletrolítico, depende da fração molar do solvente na solução.

Chamando

$P_{solução}$ = pressão de vapor do solvente na solução

$x_{solvente}$ = fração molar do solvente

$$x_{solvente} = \frac{\text{número de mol do solvente}}{\text{número de mol do soluto} + \text{número de mol do solvente}}$$

Essa relação é conhecida por Lei de Raoult e pode ser expressa matematicamente por:

$$P_{solução} = x_{solvente} \cdot P_{solvente\ puro}$$

Um exemplo da aplicação da Lei de Raoult pode ser dado considerando-se uma solução formada por 0,10 mol de etilenoglicol, um soluto não eletrolítico e considerado não volátil, quando comparado com a água, e 0,90 mol de água.

Inicialmente vamos calcular a fração molar do solvente.

$$x_{H_2O} = \frac{0,90}{0,10 + 0,90} = 0,90$$

Se essa solução foi preparada a 20 °C, temperatura na qual a pressão de vapor da água pura é de 17,54 mmHg, a pressão de vapor da água na solução pode ser calculada por:

$$P_{solução} = x_{solvente} \cdot P_{solvente\ puro}$$
$$P_{solução} = 0,90 \cdot 17,54$$
$$P_{solução} \cong 15,79\ mmHg$$

Comparando os valores da pressão de vapor do solvente puro (17,54 mmHg) e da pressão de vapor do solvente na solução (15,79 mmHg), podemos perceber que a adição de um soluto não volátil provocou uma diminuição na pressão de vapor do solvente.

Esse efeito coligativo pode ser assim definido:

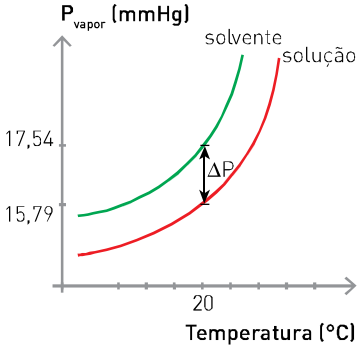
Tonoscopia ou **tonometria** é o estudo da diminuição da pressão máxima de vapor de um solvente, provocada pela adição de um soluto não volátil.

A diferença entre os valores das pressões de vapor (ΔP) é conhecida por diminuição da pressão máxima de vapor ou efeito tonoscópico, e pode ser calculada pela expressão:

$$\Delta P = P_{solvente\ puro} - P_{solução}$$

No exemplo estudado, temos:

$$\Delta P = 17,54\ mmHg - 15,79\ mmHg$$
$$\Delta P = 1,75\ mmHg$$



Raoult verificou que essas relações não eram válidas para as soluções de substâncias eletrolíticas.

O abaixamento da pressão de vapor em soluções eletrolíticas começou a ser entendido após a publicação da Teoria da dissociação iônica por Arrhenius e, mais recentemente, com a comprovação experimental* de que os efeitos coligativos estão relacionados com o número de mol de soluto dissolvidos em 1000 g do solvente.

Características do soluto e o número de partículas na solução

O número de partículas do soluto em uma solução depende do fato de o soluto sofrer ou não dissociação ou ionização.

* Essa descoberta experimental pode ser provada termodinamicamente de acordo com Peter Atkins e Loretta Jones (*Princípios de Química*) e Darrell D. Ebbing e Stevan D. Gammon (*General Chemistry*).

Veja alguns exemplos.

- Solutos como glicose ($C_6H_{12}O_6$), sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), ureia ($CO(NH_2)_2$) etc., quando dissolvidos em água, **não originam íons**. Assim:

$$1\ \text{mol de glicose (s)} \xrightarrow{\text{água}} 1\ \text{mol de glicose (aq)}$$

$$1\ \text{mol de } C_6H_{12}O_6\ \text{(s)} \xrightarrow{\text{água}} 1\ \text{mol de } C_6H_{12}O_6\ \text{(aq)}$$

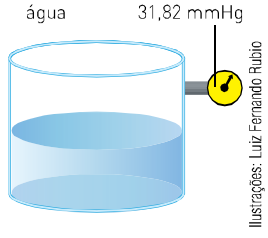
- Solutos como $NaC\ell$, $CaC\ell_2$, $A\ell_2(SO_4)_3$ etc., quando dissolvidos em água, se dissociam, originando íons.

$$1\ \text{mol de } NaC\ell\ \text{(s)} \xrightarrow{\text{água}} \underbrace{1\ \text{mol de } Na^+\ \text{(aq)} + 1\ \text{mol de } C\ell^-\ \text{(aq)}}_{\text{2 mol de íons}}$$

$$1\ \text{mol de } CaC\ell_2\ \text{(s)} \xrightarrow{\text{água}} \underbrace{1\ \text{mol de } Ca^{2+}\ \text{(aq)} + 2\ \text{mol de } C\ell^-\ \text{(aq)}}_{\text{3 mol de íons}}$$

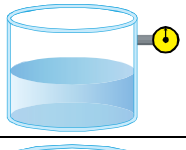
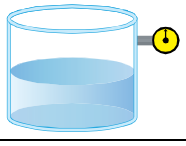
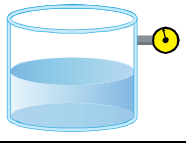
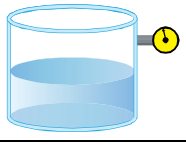
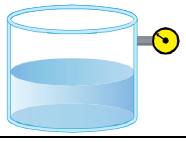
$$1\ \text{mol de } A\ell_2(SO_4)_3\ \text{(s)} \xrightarrow{\text{água}} \underbrace{2\ \text{mol de } A\ell^{3+}\ \text{(aq)} + 3\ \text{mol de } SO_4^{2-}\ \text{(aq)}}_{\text{5 mol de íons}}$$

Relação entre pressão de vapor e número de partículas do soluto na solução



Ilustrações: Luiz Fernando Rubio

Essa relação pode ser constatada através das medidas das pressões máximas de vapor das várias soluções à temperatura constante de 30 °C. A pressão de vapor da água a 30 °C é igual a 31,82 mmHg.

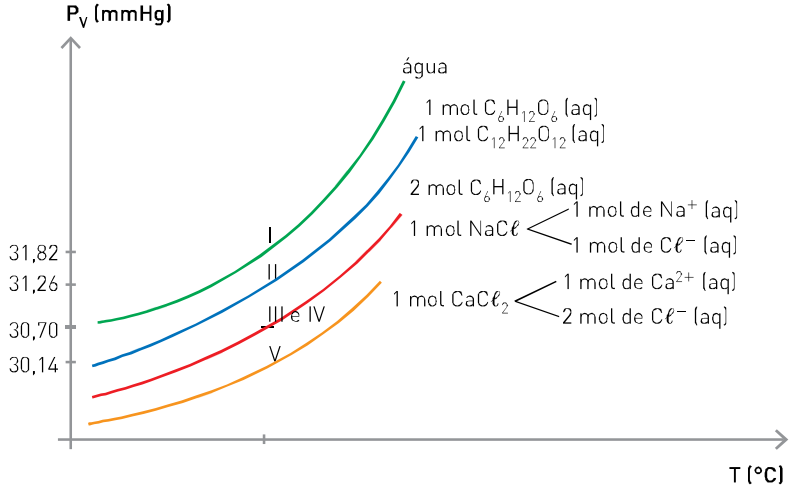
	Composição da solução	Nº de partículas do soluto na solução	Pressão de vapor (mmHg)
Solução I	 1 mol de $C_6H_{12}O_6$ em 1 000 g de H_2O	1 mol de $C_6H_{12}O_6$ (aq)	31,26
Solução II	 1 mol de $C_{12}H_{22}O_{11}$ em 1 000 g de H_2O	1 mol de $C_{12}H_{22}O_{11}$ (aq)	31,26
Solução III	 2 mol de $C_6H_{12}O_6$ em 1 000 g de H_2O	2 mol de $C_6H_{12}O_6$ (aq)	30,70
Solução IV	 1 mol de $NaC\ell$ em 1 000 g de H_2O	2 mol de íons: 1 mol de Na^+ (aq) e 1 mol de $C\ell^-$ (aq)	30,70
Solução V	 1 mol de $CaC\ell_2$ em 1 000 g de H_2O	3 mol de íons: 1 mol de Ca^{2+} (aq) e 2 mol de $C\ell^-$ (aq)	30,14

> *Quando trabalhamos com soluções aquosas com concentração superior a 0,2 mol/L, para efetuar os cálculos de variação de TE, TF e pressão máxima de vapor, é mais apropriado utilizar a molalidade como tipo de concentração, para obtermos valores mais próximos dos obtidos experimentalmente.*

> *As descrições matemáticas para as propriedades coligativas são rigorosamente válidas somente para* ***soluções ideais,*** *com concentração baixa do soluto, com tamanhos moleculares do soluto e do solvente próximos e com o mesmo tipo de atrações intermoleculares no soluto e no solvente.*

Os dados presentes na tabela, obtidos experimentalmente, permitem tirarmos algumas conclusões:

- A adição de solutos não voláteis sempre provoca uma diminuição na pressão máxima de vapor do solvente.
- Uma mesma quantidade de partículas de soluto dissolvidas sempre resulta em um mesmo valor de pressão de vapor, conclusão obtida pelas comparações das soluções I, II, III e IV.
- Quanto maior o número de partículas de soluto dissolvidas na solução, menor será a pressão de vapor, conclusão obtida comparando a solução V com as demais.



Exercício resolvido

(UFC-CE) Dadas as seguintes soluções aquosas:

I. $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$
II. $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $HCℓ$
III. $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $C_6H_{12}O_6$
IV. $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de KNO_3
V. $2 \cdot 10^{-2}$ M de $(NH_4)_2SO_4$,

qual apresenta a menor pressão máxima de vapor?

a) I **b)** II **c)** III **d)** IV **e)** V

Solução

Inicialmente, devemos classificar as soluções em iônicas ou moleculares:

- soluções moleculares — I e III;
- soluções iônicas — II, IV e V.

Como já sabemos que, quanto maior o número de partículas do soluto presentes na solução, menor será a P_V, em seguida vamos determinar o número de mol de partículas do soluto, considerando 1 litro de cada solução.

- soluções moleculares (não há ionização)

I. $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11} \Rightarrow 2 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

III. $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $C_6H_{12}O_6 \Rightarrow 2 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

- soluções iônicas ($\alpha = 100\%$)

Admitindo-se que o $HCℓ$ esteja totalmente ionizado:

II. $1\,HCℓ \longrightarrow \underbrace{1\,H^+ + 1\,Cℓ^-}$

$2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $HCℓ \longrightarrow 4 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

IV. $1\,KNO_3 \longrightarrow \underbrace{1\,K^+ + 1\,NO_3^-}$

$2 \cdot 10^{-2}$ mol/L $\longrightarrow 4 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

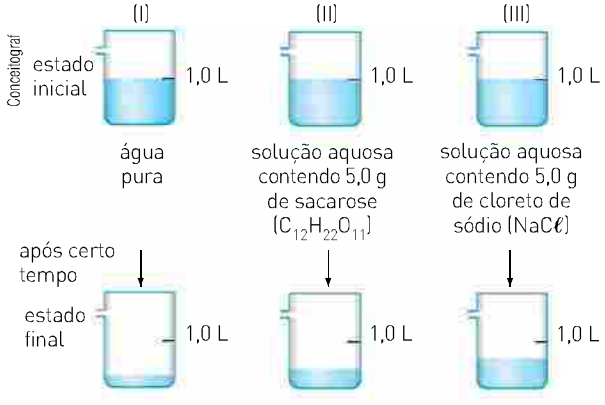
V. $1\,(NH_4)_2SO_4 \longrightarrow \underbrace{2\,NH_4^+ + 1\,SO_4^{2-}}$

$2 \cdot 10^{-2}$ mol/L $\longrightarrow 6 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

Podemos observar que a solução V apresenta o maior número de partículas por volume de solução, portanto apresenta a menor pressão de vapor (P_V).

Exercícios fundamentais

Para estudar a variação da pressão máxima de vapor, foi feito o seguinte experimento.

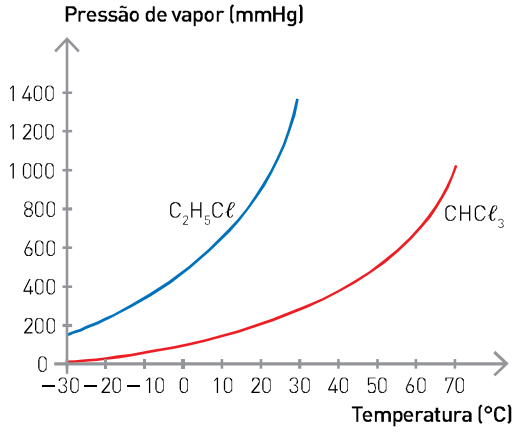


Com base nesse experimento, responda às questões de **1** a **9**.

1. O que causou a diminuição de volume do conteúdo dos frascos?
2. Em qual dos frascos esse fenômeno ocorreu com maior facilidade?
3. Classifique os solutos em iônicos ou em moleculares.
4. Sem efetuar cálculos numéricos e conhecendo as massas molares dos solutos ($C_{12}H_{22}O_{11}$ = 342 g · mol^{-1}; NaCℓ = 58,5 g · mol^{-1}), explique em qual frasco foi adicionada uma quantidade maior de mol de soluto.
5. Qual dos frascos contém uma solução eletrolítica?
6. Por que a diminuição do volume do frasco que continha somente água foi maior?
7. Por que no frasco com NaCℓ ocorreu menor diminuição de volume?
8. Coloque em ordem crescente as pressões máximas de vapor da água nos três frascos.
9. Esboce um gráfico que mostre as curvas de pressão máxima de vapor, representando nas abscissas a temperatura (°C) e nas ordenadas a pressão máxima de vapor (atm).

Testando seu conhecimento

1. (Vunesp-SP) A variação das pressões de vapor do $CHC\ell_3$ e $C_2H_5C\ell$ com a temperatura é mostrada no gráfico.



Considerando a pressão de 1 atmosfera:

a) A que temperatura cada substância entrará em ebulição?

b) Qual é o efeito da adição de um soluto não volátil sobre a pressão de vapor das substâncias?

2. (UFRGS-RS) Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas do enunciado abaixo, na ordem em que aparecem.

Uma sopa muito salgada é aquecida numa panela aberta. Nessas condições, a sopa deve entrar em ebulição numa temperatura _____ 100 °C. Assim, à medida que a água da sopa evapora, a temperatura da sopa _____.

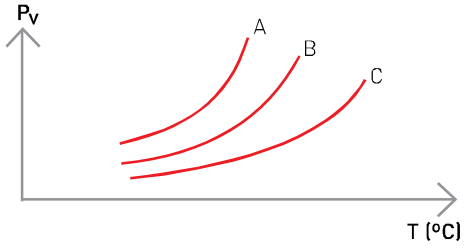
a) acima de — aumenta
b) acima de — diminui
c) abaixo de — aumenta
d) igual a — permanece constante
e) igual a — aumenta

3. Considere os seguintes sistemas:

I. água pura;
II. solução aquosa 0,1 mol/L de glicose;
III. solução aquosa 0,2 mol/L de sacarose.

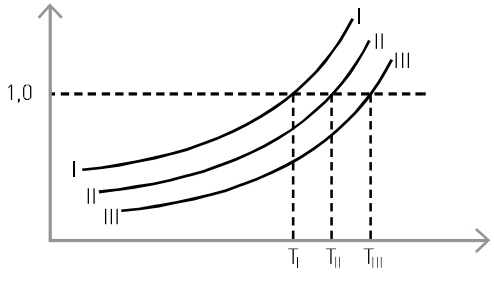
Resolva:

a) Associe cada um dos sistemas a uma das curvas P_V do gráfico a seguir:



b) Em uma mesma temperatura, qual dos sistemas apresenta a menor pressão de vapor?
c) Para um mesmo valor de P_V, qual dos sistemas se encontra em uma temperatura maior?
d) A adição de um soluto não volátil aumenta ou diminui a pressão máxima de vapor de um solvente? Justifique.

4. (UFPE) O gráfico abaixo representa a pressão de vapor (eixo das ordenadas), em atm, em função da temperatura (eixo das abscissas), em °C, de três amostras, I, II e III. Se uma dessas amostras for de água pura e as outras duas de água salgada, podemos afirmar que:



a) a amostra I é a amostra de água salgada.
b) a amostra I é a mais volátil.
c) a amostra II é mais concentrada que a amostra III.
d) a amostra I é a menos volátil.
e) na temperatura T_{III}, a 1 atm, a amostra II ainda não entrou em ebulição.

5. (UFRN) Gabriel deveria efetuar experimentos e analisar as variações que ocorrem nas propriedades de um líquido, quando solutos não voláteis são adicionados. Para isso, selecionou as amostras a seguir indicadas.

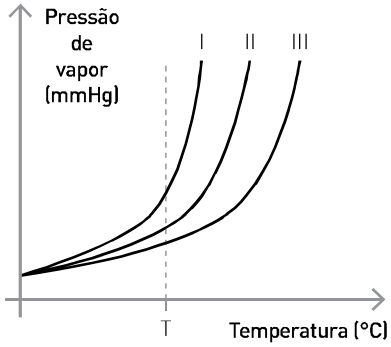
- Amostra I: água (H_2O) pura.
- Amostra II: solução aquosa 0,5 molar de glicose ($C_6H_{12}O_6$).
- Amostra III: solução aquosa 1,0 molar de glicose ($C_6H_{12}O_6$).
- Amostra IV: solução aquosa 1,0 molar de cloreto de cálcio ($CaC\ell_2$).

A amostra que possui maior pressão de vapor é:

a) I. **b)** II. **c)** III. **d)** IV.

6. (Mackenzie) Em um laboratório, são preparadas três soluções **A**, **B** e **C**, contendo todas elas a mesma quantidade de um único solvente e cada uma delas, diferentes quantidades de um único soluto não volátil.

Considerando que as quantidades de soluto, totalmente dissolvidas no solvente, em **A**, **B** e **C**, sejam crescentes, a partir do gráfico ao lado, que mostra a variação da pressão de vapor para cada uma das soluções em função da temperatura, é correto afirmar que, a uma dada temperatura "T",



a) a solução **C** corresponde à curva **I**, pois, quanto maior a quantidade de soluto não volátil dissolvido em um solvente, menor é a pressão de vapor dessa solução.

b) a solução **A** corresponde à curva **III**, pois, quanto menor a quantidade de soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior é a pressão de vapor dessa solução.

c) as soluções **A**, **B** e **C** correspondem respectivamente às curvas **III**, **II** e **I**, pois, quanto maior a quantidade de um soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior a pressão de vapor da solução.

d) as soluções **A**, **B** e **C** correspondem respectivamente às curvas **I**, **II** e **III**, pois, quanto menor a quantidade de um soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior a pressão de vapor da solução

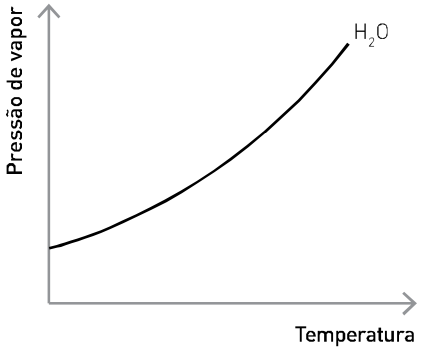
e) a solução **B** é a mais volátil, que é representada pela curva **II**.

7. (UFTM) Considere duas soluções aquosas:

solução I: 500 mL de solução de cloreto de cálcio 0,1 mol · L^{-1}

solução II: 500 mL de solução de glicose 0,2 mol · L^{-1}

Na figura está representada a curva de pressão de vapor-d'água em função da temperatura.

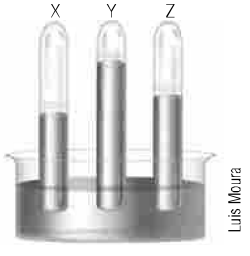


a) Calcule a massa de cloreto de cálcio utilizada na preparação da solução I.

b) Inclua no gráfico mais duas curvas referentes às soluções I e II.

Aprofundando seu conhecimento

1. Considere os três manômetros de mercúrio (*X*, *Y* e *Z*) ao lado.

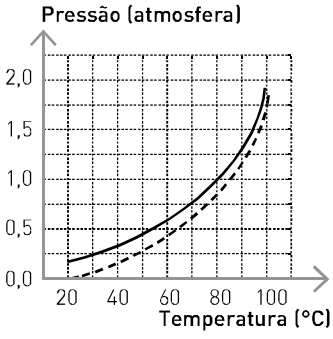


Um deles contém 1,0 mL de água no topo da coluna de mercúrio, o outro contém 1,0 mL de solução aquosa 0,10 mol/L de ureia no topo da coluna de mercúrio, e o terceiro tubo contém 1,0 mL de uma solução aquosa 0,10 mol/L de cloreto de sódio no topo da coluna de mercúrio.

Associe cada manômetro (*X*, *Y* e *Z*) com a água e as duas soluções.

Justifique sua resposta.

2. (Ufscar-SP) Um líquido puro e a solução de um soluto não volátil neste líquido têm suas pressões de vapor em função da temperatura representadas pelas curvas contidas no gráfico.

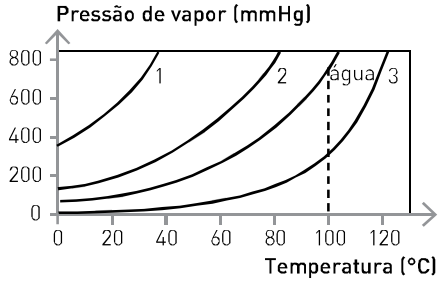


a) Associe as curvas do gráfico (linhas contínua ou tracejada) com o líquido puro e a solução. Justifique.

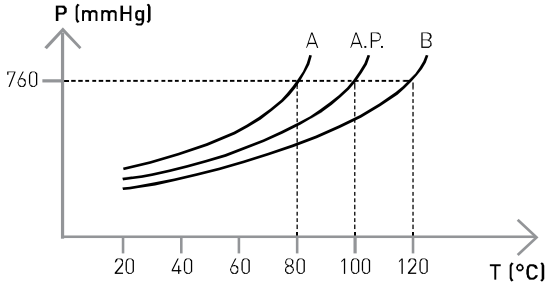
b) Determine o ponto de ebulição aproximado ($\pm$1 °C) do líquido puro ao nível do mar. Justifique.

3. (UFRJ) O gráfico a seguir representa, de forma esquemática, curvas de pressão de vapor em função da temperatura de três líquidos puros — água, etanol, éter dietílico — e de uma solução aquosa de ureia. Identifique as curvas 1, 2 e 3 representadas no gráfico.

Justifique a sua resposta.



4. (UFRGS-RS) Considere o gráfico a seguir, que representa as variações das pressões máximas de vapor da água pura (A.P.) e duas amostras líquidas *A* e *B*, em função da temperatura.



Pode-se concluir que, em temperaturas iguais:

a) a amostra *A* constitui-se de um líquido menos volátil que a água pura.
b) a amostra *B* pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
c) a amostra *B* constitui-se de um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
d) a amostra *A* pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
e) as amostras *A* e *B* constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.

5. (ITA-SP) Considere as seguintes afirmações relativas aos sistemas descritos a seguir, sob pressão de 1 atm:

I. A pressão de vapor de uma solução aquosa de glicose 0,1 mol/L é menor do que a pressão de vapor de uma solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L a 25 °C.
II. A pressão de vapor do n-pentano é maior do que a pressão de vapor do n-hexano a 25 °C.
III. A pressão de vapor de substâncias puras como: acetona, éter etílico, etanol e água, todas em ebulição, tem o mesmo valor.
IV. Quanto maior for a temperatura, maior será a pressão de vapor de uma substância.
V. Quanto maior for o volume de um líquido, maior será a sua pressão de vapor.

Dessas afirmações, estão corretas:

a) apenas I, II, III e IV.
b) apenas I, II e V.
c) apenas I, IV e V.
d) apenas II, III e IV.
e) apenas III, IV e V.

6. (UFRGS-RS) Considerando as três soluções do desenho, pode-se prever que a relação entre as pressões de vapor das mesmas é:

a) $P_1 > P_2 > P_3$.
b) $P_2 > P_3 > P_1$.
c) $P_1 > P_3 > P_2$.
d) $P_3 > P_1 > P_2$.
e) $P_2 > P_1 > P_3$.

(Massas molares: glicose, $C_6H_{12}O_6 = 180\ g \cdot mol^{-1}$; cloreto de sódio, $NaC\ell = 58{,}5\ g \cdot mol^{-1}$; sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11} = 342\ g \cdot mol^{-1}$.)

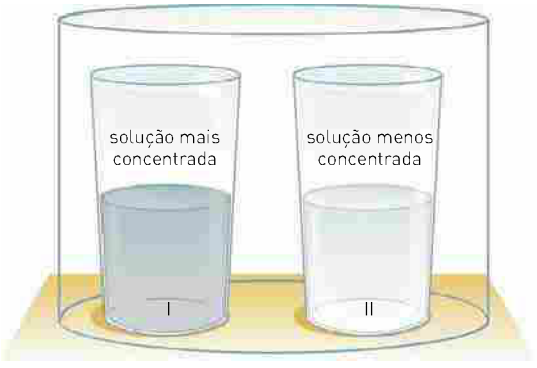
7. (PUC-MG) Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

- X – 0,25 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
- Y – 0,25 mol/L de carbonato de sódio (Na_2CO_3);
- Z – 0,50 mol/L de ácido nítrico (HNO_3);
- W – 0,50 mol/L de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Das soluções acima, indique a opção que representa a maior pressão de vapor:

a) X **b)** Y **c)** Z **d)** W

8. (UnB-DF) Um aluno, interessado em estudar as propriedades de soluções, colocou em uma caixa dois copos contendo volumes iguais de soluções aquosas de um mesmo soluto não volátil, fechando-a hermeticamente, conforme ilustra a figura a seguir:



Hélio Senatore

A solução contida no copo **I** era mais concentrada que a contida no copo **II**. A temperatura externa à caixa permaneceu constante durante o experimento. Acerca das observações que poderiam ser feitas a respeito desse experimento, julgue verdadeiro (*V*) ou falso (*F*) cada um dos itens seguintes:

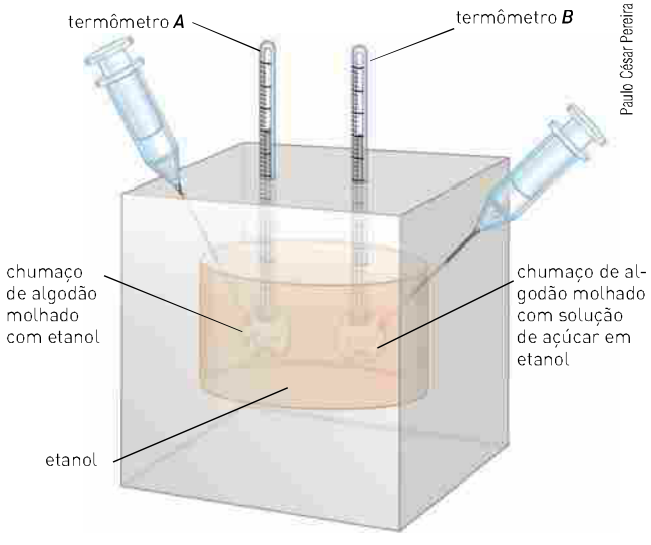
a) Após alguns dias, o volume da solução contida no copo I diminuirá.

b) As concentrações das soluções nos dois copos não se alterarão com o tempo porque o soluto não é volátil.

c) O ar dentro da caixa ficará saturado de vapor-d'água.

d) Após alguns dias, as duas soluções ficarão com a mesma pressão de vapor.

9. (UFMG) A figura a seguir mostra dois termômetros – *A* e *B* –, cujos bulbos estão dentro de uma caixa fechada e isolada termicamente:



Paulo César Pereira

Os bulbos e os chumaços de algodão dos termômetros *A* e *B* estão em contato com a atmosfera saturada de vapor de etanol e todo o sistema está a 25 °C. Usando-se as seringas mostradas na figura, molha-se o chumaço de algodão preso no bulbo do termômetro *A* com etanol puro e, simultaneamente, o chumaço de algodão preso no bulbo do termômetro *B* com uma solução de açúcar em etanol.

a) Indique se, no momento em que ambos os chumaços de algodão são molhados pelos respectivos líquidos, à mesma temperatura, a pressão de vapor do etanol no algodão do termômetro *A* é menor, igual ou maior que a pressão de vapor da solução no algodão do termômetro *B*. Justifique sua resposta.

Depois de os chumaços terem sido molhados com os respectivos líquidos, observa-se um aumento da quantidade de líquido que molha o algodão no termômetro *B*.

b) Indique se a temperatura no termômetro *B* diminui, permanece constante ou aumenta. Justifique sua indicação, comparando a velocidade de evaporação e condensação do solvente sobre o líquido no termômetro *B*.

c) Indique se a temperatura do termômetro *A*, após ser molhado com etanol, diminui, permanece constante ou aumenta.

EBULIOSCOPIA E CRIOSCOPIA

Experimentalmente, verifica-se que, para uma solução de um soluto não volátil, a sua temperatura de ebulição é maior que a do solvente puro e a sua temperatura de congelamento é menor que a do solvente puro.

Inicialmente, vamos estudar a elevação da temperatura de ebulição.

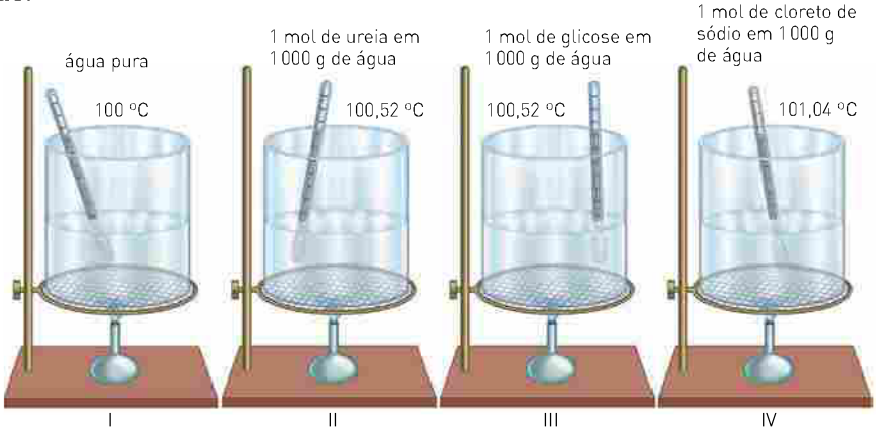
Essa propriedade coligativa, chamada ebulioscopia ou ebuliometria, pode ser constatada por meio da comparação das temperaturas de ebulição da água e de algumas soluções aquosas de soluto não volátil à pressão de 1,0 atm.

Veja os dados experimentais.

Observe que a adição de 1 mol de ureia ou de 1 mol de glicose provocou uma elevação de 0,52 °C, que pode ser calculada pela expressão:

$$\Delta t_E = TE_{solução} - TE_{solvente\ puro}$$
$$\Delta t_E = 100{,}52\ °C - 100{,}00\ °C$$
$$\Delta t_E = 0{,}52\ °C$$

A elevação da temperatura de ebulição das soluções II e III foi a mesma porque ambas apresentam o mesmo número de partículas do soluto dissolvidas.



Paulo César Pereira

$$1{,}0\ mol\ de\ ureia\ (s) \xrightarrow{água} 1{,}0\ mol\ de\ ureia\ (aq)$$
$$1{,}0\ mol\ de\ glicose\ (s) \xrightarrow{água} 1{,}0\ mol\ de\ glicose\ (aq)$$

A elevação da temperatura de ebulição observada na solução IV foi de 1,04 °C.

$$\Delta t_E = TE_{solução} - TE_{solvente\ puro}$$
$$\Delta t_E = 101{,}04\ °C - 100{,}00\ °C$$
$$\Delta t_E = 1{,}04\ °C$$

Essa elevação na temperatura de ebulição é o dobro da ocorrida nas soluções II e III, porque nessa solução existe o dobro de partículas do soluto dissolvidas, isso devido à dissociação do cloreto de sódio.

$$1\ mol\ de\ NaC\ell(s) \xrightarrow{água} \underbrace{1\ mol\ de\ Na^+(aq) + 1\ mol\ de\ C\ell^-(aq)}_{2\ mol\ de\ íons}$$

O aumento da temperatura de ebulição (Δt_E) pode ser justificado pela diminuição da pressão máxima de vapor, que é devida à presença das partículas do soluto. Para que ocorra a ebulição da solução, é necessário que esta seja aquecida até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica em seu sistema aberto.

Ebulioscopia ou **ebuliometria**: estudo da elevação da temperatura de ebulição do solvente em uma solução.

O abaixamento da temperatura de congelação de uma solução contendo um soluto não volátil pode ser percebido por um experimento bastante simples, mostrado na fotografia ao lado.

Essa propriedade coligativa, chamada crioscopia ou criometria, pode ser constatada por meio da comparação das temperaturas de congelamento da água pura e de algumas soluções aquosas de solutos não voláteis.

Os dados mostrados a seguir foram obtidos à pressão de 1,0 atm, submetendo os sistemas a um resfriamento.

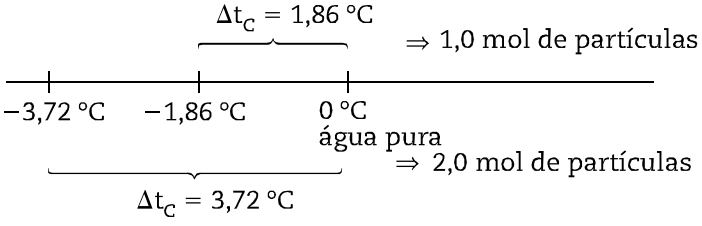
Sérgio Dotta Jr./The Next

Dois potes — um com água (à esquerda) e outro com uma mistura de água com soluto não volátil (um anticongelante automotivo) — foram mantidos durante certo tempo dentro de um congelador, à mesma temperatura. A presença de um soluto não volátil impediu o congelamento da água no pote à direita.

	Solvente	Soluções aquosas		
	água	1 mol de ureia em 1 000 g de água	1 mol de glicose em 1 000 g de água	1 mol de cloreto de sódio em 1 000 g de água
Nº de partículas de soluto presentes na solução	—	1 mol de ureia (aq)	1 mol de glicose (aq)	2 mol de íons: 1 mol de Na^+ (aq); 1 mol de $C\ell^-$ (aq)
Temperatura de congelamento (TC)	0 °C	−1,86 °C	−1,86 °C	−3,72 °C

Note que a presença de 1,0 mol de partículas do soluto na solução provoca um abaixamento de 1,86 °C na temperatura de congelamento da água, ao passo que a presença de 2,0 mol de partículas de soluto na solução provoca o dobro do abaixamento, ou seja, 3,72 °C.

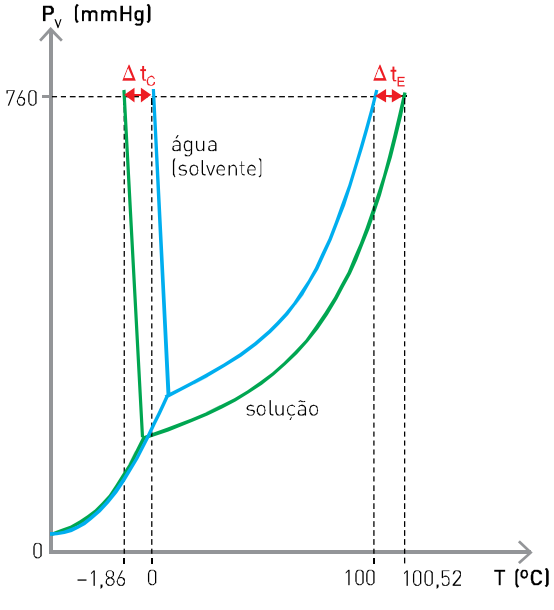
Esquematicamente, temos:



Qualitativamente, o abaixamento na temperatura de congelamento pode ser explicado pelo fato de que o congelamento envolve a passagem do estado líquido (desorganizado) para o estado sólido (organizado). Para que isso aconteça, é necessário que a energia seja retirada do sistema. Como a solução é um sistema mais desorganizado que o solvente puro, é necessária a retirada de maior quantidade de energia, o que provoca maior diminuição na temperatura de congelamento.

Crioscopia ou **criometria**: estudo da diminuição da temperatura de congelamento de um solvente em uma solução.

Esses dois efeitos coligativos — ebulioscópico e crioscópico — podem ser visualizados no gráfico ao lado, que mostra as temperaturas de fusão e de ebulição, ao nível do mar, da água pura e de uma solução aquosa contendo 1 mol de ureia em 1000 g de água.



Observando o gráfico, podemos concluir que a temperatura de fusão (congelamento) da solução é igual a −1,86 °C e que sua temperatura de ebulição é de 100,52 °C.

Tanto a temperatura de ebulição como a temperatura de congelamento de uma solução correspondem à temperatura na qual se inicia o processo.

Na ebulição, a temperatura não se mantém constante porque, devido ao aquecimento, o solvente evapora, acarretando um aumento na concentração da solução e consequentemente um aumento na sua temperatura de ebulição.

Nos processos de congelamento de uma solução, ocorre somente o congelamento do solvente, que então se separa da solução. Assim, a solução resultante fica mais concentrada, o que torna necessário um abaixamento maior da temperatura para que o congelamento continue ocorrendo.

> *Para que ocorra a elevação na temperatura de ebulição de uma solução, é necessário que o soluto seja não volátil. Essa restrição não se aplica ao abaixamento do ponto de congelamento: solutos voláteis podem provocar uma diminuição da temperatura de congelamento. Como exemplo, podemos citar a adição de metanol, um líquido volátil (TE = 65 °C a 1 atm), à gasolina em países onde no inverno a temperatura é muito baixa.*

Direcphoto.org/Alamy/Glow Images

Em países onde no inverno a neve é frequente, o cloreto de cálcio e o cloreto de sódio são espalhados nas rodovias para abaixar o ponto de congelamento da água, dificultando a formação de gelo.

Resumindo, podemos concluir que:

Quanto maior o número de partículas (nº de mol) do soluto não volátil na solução, temos:

- maior elevação da temperatura de ebulição do solvente (maior Δt_E);
- maior abaixamento da temperatura de congelamento do solvente (maior Δt_C).

Blickwinkel/Alamy/Glow Images

Na formação dos *icebergs*, a partir da água do mar, ocorre o congelamento somente da água. *Icebergs* são constituídos de água pura sólida, e, quando se formam, a concentração dos sais da água do mar ao seu redor aumenta. A água do mar permanece líquida mesmo abaixo de 0 °C.

QUÍMICA E VIDA

Rã dos bosques

A rã dos bosques (*Rana sylvatica*) consegue sobreviver nos invernos frios, parcialmente congelada. Nesse estado suas atividades fisiológicas são extremamente pequenas, entrando em um estado de hibernação. Para sobreviver em condições de temperaturas muito baixas, ela produz e libera no sangue, e no interior das células, quantidades de glicose.

Quando a temperatura ambiente cai abaixo do ponto de congelamento, os fluidos extracelulares, como os da cavidade abdominal, congelam. Porém, os fluidos intracelulares e o sangue não congelam, permanecendo líquidos devido à elevada concentração de glicose, que provoca um abaixamento da temperatura de congelamento. A glicose age como um anticongelante. Podemos dizer que essa rã se mantém viva, no inverno, devido a um efeito crioscópico.

W. Perry Conway/Corbis/Latinstock

O congelamento do fluido extracelular retira água das células e do sangue, o que provoca um aumento da concentração dos fluidos internos.

TRO, Nivaldo J. *Introdutory Chemistry*. 3. ed. New Jersey: Pearson/Prentice Hall, 2008. (Traduzido pelos autores.)

Para ir além

1. Qual das alternativas abaixo melhor caracteriza as rãs?
   a) São animais de sangue quente e pertencem à classe dos répteis.
   b) São anfíbios hectotérmicos.
   c) São animais de sangue frio, da mesma classe dos peixes.
   d) São répteis homeotérmicos.
   e) As rãs, os peixes e os répteis são todos animais com pele úmida, capaz de absorver uma grande quantidade de oxigênio.
2. O que se pode falar sobre a concentração dos fluidos extracelulares em relação à concentração do sangue?
3. O que acontece com a pressão de vapor da água presente no sangue depois de receber glicose? Justifique.
4. As rãs, como os sapos e as pererecas, pertencem à ordem dos anuros, uma das que compõem a classe dos anfíbios. Segundo relatório de 2009 da União Internacional para a Conservação da Natureza e dos Recursos Naturais, os anfíbios são os animais que sofrem maior risco de extinção. Das 47,6 mil espécies analisadas por essa entidade, 18 mil podem ser extintas. Pesquise os fatores que tornam esses animais tão vulneráveis. Pesquise também dados sobre espécies brasileiras sob ameaça de extinção.

Exercício resolvido

Uma solução 0,5 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 1 000 g de água ferve a 100,26 °C e congela a −0,93 °C a 1 atm. Determine a TE e a TF das soluções aquosas 0,5 mol de NaCℓ em 1 000 g de água e 0,5 mol de A$\ell_2(SO_4)_3$ em 1 000 g de água a 1 atm.

Solução

Analisando os dados, temos:

	Nº de mol de partículas do soluto (kg de água)	TE (°C)	Δt_E (°C)	TF (°C)	Δt_C (°C)
água	–	100	–	0	–
glicose	0,5	100,26	0,26	−0,93	0,93

Podemos perceber que 0,5 mol de partícula provoca:

$$\Delta t_E = 0{,}26\ ^\circ C \quad e \quad \Delta t_C = 0{,}93\ ^\circ C$$

No $NaC\ell$ temos:

$$\underset{0{,}5\ mol}{NaC\ell} \longrightarrow \underbrace{\underset{0{,}5\ mol}{Na^+} + \underset{0{,}5\ mol}{C\ell^-}}_{1{,}0\ mol}$$

No $A\ell_2(SO_4)_3$ temos:

$$\underset{0{,}5\ mol}{A\ell_2(SO_4)_3} \longrightarrow \underbrace{\underset{1{,}0\ mol}{2\ A\ell^{3+}} + \underset{1{,}5\ mol}{3\ SO_4^{2-}}}_{2{,}5\ mol}$$

Assim, concluímos que:

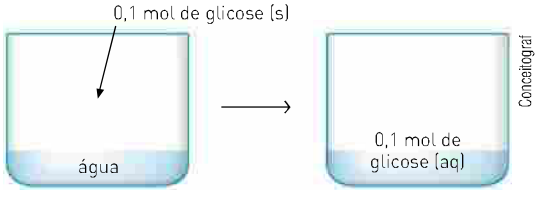
	Nº de mol de partículas do soluto dissolvidos (kg de água)	TE (°C)	Δt_E (°C)	TF (°C)	Δt_C (°C)
$NaC\ell$	1,0	100,52	0,52	−1,86	1,86
$A\ell_2(SO_4)_3$	2,5	101,30	1,30	−4,65	4,65

Exercícios fundamentais

Considere as seguintes informações:

Compostos moleculares

- Os únicos compostos moleculares que se ionizam em água são os ácidos e a amônia.
- Os demais compostos moleculares não se ionizam em água, isto é, não originam íons. Por exemplo: sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$); glicose ($C_6H_{12}O_6$); ureia [$CO(NH_2)_2$] etc.



Compostos iônicos

Os compostos iônicos solúveis em água sofrem dissociação, originando íons livres.

Por exemplo:

$$1\ mol\ de\ NaC\ell\ (s) \xrightarrow{H_2O} \underbrace{1\ mol\ de\ Na^+\ (aq) + 1\ mol\ de\ C\ell^-\ (aq)}_{2\ mol\ de\ íons}$$

$$1\ mol\ de\ CaC\ell_2\ (s) \xrightarrow{H_2O} \underbrace{1\ mol\ de\ Ca^{2+}\ (aq) + 2\ mol\ de\ C\ell^-\ (aq)}_{3\ mol\ de\ íons}$$

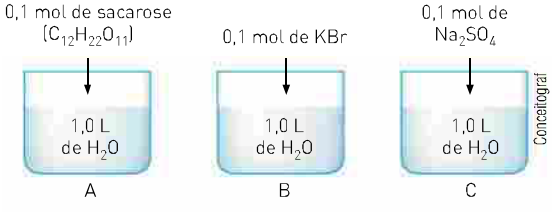
Efeitos coligativos

Esses efeitos dependem da quantidade de partículas do soluto não volátil presentes na solução.

Assim, quanto maior for o número de partículas, teremos:

- menor pressão máxima de vapor;
- maior temperatura de ebulição;
- menor temperatura de congelamento.

Agora, responda às questões de **1** a **5** sobre as seguintes soluções:



1. Em qual(is) solução(ões) há íons provenientes do soluto?
2. Indique o número total de mol de partículas presente em cada solução.
3. Indique a solução que apresenta a menor pressão máxima de vapor. Justifique sua resposta.
4. Coloque as soluções em ordem crescente de temperatura de início de ebulição.
5. Coloque as soluções em ordem crescente da temperatura de início de congelamento.

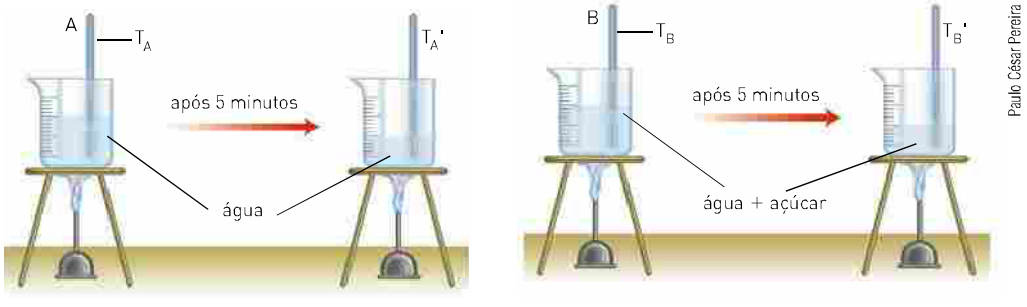
Testando seu conhecimento

1. O banho-maria é uma técnica de cozimento em que se fornece calor de modo indireto ao alimento, como caldas, pudim ou bebidas. Quando um pudim é cozido em banho-maria, em um conjunto semelhante ao mostrado na fotografia, podemos afirmar que:

Fernando Favoretto/Criar Imagem

a) só a massa do pudim entra em ebulição.
b) só a massa do pudim e a água do banho-maria entram em ebulição.
c) só o banho-maria entra em ebulição.
d) só o banho-maria entra em ebulição a uma temperatura menor que a da água pura.
e) a massa do pudim entra em ebulição a uma temperatura menor que a da água pura.

2. (Cefet-MG) As figuras a seguir representam dois sistemas *A* e *B* em aquecimento. Após iniciar a ebulição, um termômetro foi introduzido em cada recipiente e, depois de medidas, as temperaturas foram registradas como T_A e T_B. Continuando o aquecimento, as temperaturas foram medidas novamente como T_A' e T_B'.

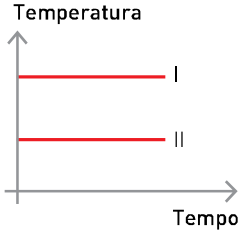


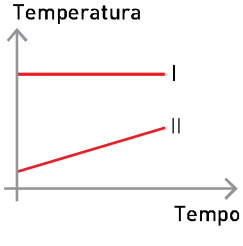
Paulo César Pereira

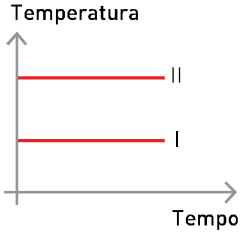
Em relação aos sistemas observados, é *correto* afirmar que:
a) $T_A = T_A'$ e $T_B < T_B'$ **b)** $T_A = T_A'$ e $T_B = T_B'$ **c)** $T_A > T_A'$ e $T_B = T_B'$ **d)** $T_A < T_A'$ e $T_B > T_B'$

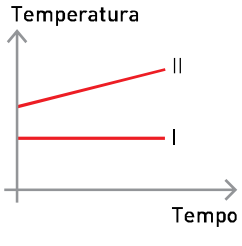
3. (UFMG) Dois recipientes abertos contêm: um, água pura (I) e, o outro, água salgada (II). Esses dois líquidos são aquecidos até a ebulição e, a partir desse momento, mede-se a temperatura do vapor desprendido.

Considerando essas informações, indique a alternativa cujo gráfico *melhor* representa o comportamento da temperatura em função do tempo durante a ebulição.

a)


b)


c)


d)


4. (UEL-PR) A adição de um soluto não volátil a um solvente dificulta sua ebulição e seu congelamento. Isto pode ser útil na prática quando, por exemplo, se pretende cozinhar um ovo mais rápido ou então quando é necessário evitar o congelamento da água do radiador de carros em países muito frios. Considere as duas soluções aquosas de NaCℓ, conforme o quadro, e analise as afirmativas a seguir.

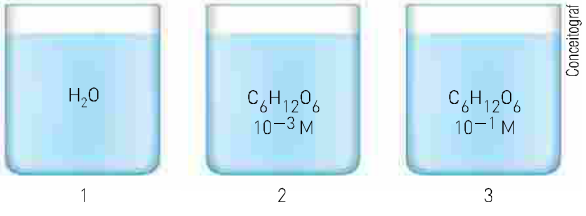
Solução	Massa de soluto (g)	Volume de água (L)
A	117	1,0
B	234	1,0

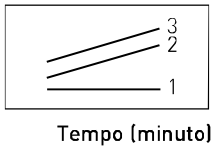
I. A solução *B* tem pressão de vapor menor que a da solução *A*, na mesma temperatura.
II. As soluções *A* e *B* apresentam pontos de ebulição menores que o da água pura.
III. Independentemente da quantidade de soluto, as duas soluções apresentam o mesmo ponto de ebulição.
IV. A solução *B* entra em ebulição a uma temperatura mais alta que a solução *A*.

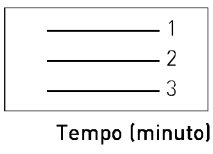
Estão corretas apenas as afirmativas:

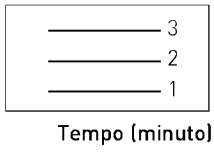
a) I e IV. **b)** II e IV. **c)** II e III. **d)** I, II e III. **e)** I, III e IV.

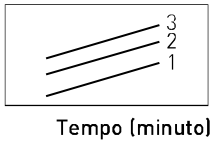
5. (UFRN) Considere três recipientes abertos, contendo líquido em ebulição contínua. Em (1), tem-se água pura; em (2), uma solução aquosa de glicose 10^{-3} M; em (3), uma outra solução aquosa de glicose 10^{-1} M, conforme ilustrado a seguir. Indique a opção cujo gráfico representa a variação das temperaturas dos líquidos anteriores em função do tempo.



a)


b)


c)


d)


6. (Vunesp-SP) A solução aquosa que apresenta menor ponto de congelação é a de:

a) $CaBr_2$ de concentração 0,10 mol/L.
b) KBr de concentração 0,20 mol/L.
c) Na_2SO_4 de concentração 0,10 mol/L.
d) glicose ($C_6H_{12}O_6$) de concentração 0,50 mol/L.
e) HNO_3 de concentração 0,30 mol/L.

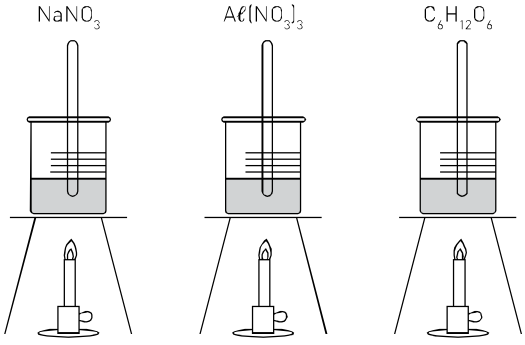
7. (UFRJ) Certas propriedades físicas de um solvente, tais como temperatura de ebulição e de solidificação, são alteradas quando nele dissolvemos um soluto não volátil. Para verificar esse fato, quatro sais distintos foram dissolvidos em frascos contendo a mesma quantidade de água, como indica o esquema a seguir:

a) Coloque as soluções I, II, III e IV em ordem crescente de abaixamento da temperatura de solidificação que ocorre devido à adição do soluto.

b) Sabendo que o volume final da solução do frasco II é de 3 litros, calcule a concentração de K_2SO_4, em g/L.

(Dado: K_2SO_4 = 174 g · mol^{-1}.)

8. (UFTM) Três soluções aquosas de nitrato de sódio, nitrato de alumínio e glicose, com concentrações 0,5 mol/L, foram aquecidas em três béqueres, sob as mesmas condições ambientes, até a ebulição. As temperaturas das três soluções foram monitoradas com três termômetros devidamente calibrados.



A solução que a 25 °C apresenta maior pressão de vapor e a solução que apresenta maior temperatura de ebulição são, respectivamente,

a) glicose e nitrato de alumínio.
b) glicose e nitrato de sódio.
c) nitrato de alumínio e glicose.
d) nitrato de alumínio e nitrato de alumínio.
e) nitrato de sódio e glicose

9. (Vunesp-SP) A adição de substâncias à água afeta suas propriedades coligativas. Compare as temperaturas de fusão e ebulição de duas soluções aquosas contendo, respectivamente, 1 mol/L de $NaC\ell$ e 1 mol/L de glicose, nas mesmas condições de pressão.

10. (UFU-MG) A respeito das propriedades das soluções, considere as afirmativas a seguir.

I. A água do mar ferve a uma temperatura mais baixa que a água pura, ambas ao nível do mar.
II. A água do mar congela a uma temperatura mais baixa que a água pura, ambas ao nível do mar.
III. Uma solução aquosa de sacarose ferve a uma temperatura mais alta que a água pura, ambas ao nível do mar.
IV. Uma solução aquosa de sacarose congela a uma temperatura mais alta que a água pura, ambas ao nível do mar.

Dentre essas afirmações:

a) todas são incorretas.
b) I e IV são corretas.
c) I é correta e III é incorreta.
d) II e III são corretas.

11. (PUC-MG) Considere as seguintes soluções aquosas, a 25 °C e 1 atm:

- *X* — 0,20 mol/L de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- *Y* — 0,50 mol/L de cloreto potássio ($KC\ell$)
- *Z* — 0,50 mol/L de sulfato de sódio (Na_2SO_4)

Considerando-se as propriedades coligativas de tais soluções, é *incorreto* afirmar que:

a) a solução *X* é a de maior pressão de vapor.
b) a solução *Y* tem uma temperatura de congelamento menor do que a solução *Z*.
c) as três soluções apresentam temperatura de ebulição superior a 100 °C.
d) a ordem crescente de temperatura de ebulição dessas soluções é: $X < Y < Z$.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFPR) Considere dois procedimentos distintos no cozimento de feijão. No procedimento *A*, foi usada uma panela de pressão contendo água e feijão, e no procedimento *B* foi usada uma panela de pressão contendo água, feijão e sal de cozinha.

Com relação a esses procedimentos, é correto afirmar:

a) o cozimento será mais rápido no procedimento *A*, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução *B*.
b) o cozimento será mais rápido no procedimento *B*, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução *B*.
c) o cozimento será mais rápido no procedimento *A*, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.
d) o cozimento será mais rápido no procedimento *B*, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.
e) o tempo de cozimento será o mesmo nos procedimentos *A* e *B*.

2. (Uerj) O mar Morto apresenta uma concentração salina de 280 $g \cdot L^{-1}$, enquanto nos demais mares e oceanos essa concentração é de 35 $g \cdot L^{-1}$.

Considere as três amostras a seguir, admitindo que as soluções salinas apresentadas contenham os mesmos constituintes:

- amostra *A*: água pura;
- amostra *B*: solução salina de concentração idêntica à do mar Morto;
- amostra *C*: solução salina de concentração idêntica à dos demais mares e oceanos.

Indique a amostra que apresenta a maior temperatura de ebulição, justificando sua resposta. Em seguida, calcule o volume da amostra *B* a ser adicionado a 7 L da amostra *A* para formar uma nova solução salina que apresente a mesma concentração da amostra *C*.

3. (Unicamp-SP) Evidências experimentais mostram que somos capazes, em média, de segurar por um certo tempo um frasco que esteja a uma temperatura de 60 °C, sem nos queimarmos. Suponha uma situação em que dois béqueres, contendo cada um deles um líquido diferente (*X* e *Y*), tenham sido colocados sobre uma chapa elétrica de aquecimento, que está à temperatura de 100 °C. A temperatura normal de ebulição do líquido *X* é 50 °C, e a do líquido *Y* é 120 °C.

a) Após certo tempo de contato com esta chapa, qual dos frascos poderá ser tocado com a mão sem que se corra o risco de sofrer queimaduras? Justifique a sua resposta.

b) Se a cada um desses frascos for adicionada quantidade igual de um soluto não volátil, mantendo-se a chapa de aquecimento a 100 °C, o que acontecerá com a temperatura de cada um dos líquidos? Explique.

4. (UFPE) Considere as seguintes soluções aquosas:

I. sacarose 0,05 M II. $NaC\ell$ 0,03 M III. $Cu(NO_3)_2$ 0,03 M

Com relação aos pontos de ebulição destas soluções, podemos afirmar que:

I	II	
0	0	A solução I apresenta ponto de ebulição menor que o da solução II.
1	1	A solução II apresenta ponto de ebulição maior que o da solução III.
2	2	A solução I apresenta ponto de ebulição menor que o da solução III.
3	3	A solução II apresenta ponto de ebulição igual ao da solução III.
4	4	As três soluções apresentam o mesmo ponto de ebulição.

5. (UFRGS-RS) A seguir são arroladas algumas soluções aquosas de solutos iônicos ou moleculares com suas respectivas concentrações em mol/L.

I. $NaC\ell$ 0,20 mol/L
II. glicose 0,30 mol/L
III. $A\ell(NO_3)_3$ 0,25 mol/L
IV. sacarose 0,50 mol/L
V. $Ca(NO_3)_2$ 0,40 mol/L

A ordem crescente de ponto de congelamento das soluções, admitindo-se ionização total dos compostos iônicos, corresponde à sequência:

a) I – III – II – V – IV.
b) II – IV – I – III – V.
c) IV – V – II – III – I.
d) V – IV – II – I – III.
e) V – III – IV – I – II.

6. (UFU-MG) A água pura congela, ao nível do mar, a 273,15 K. Nos países frios, e no sul do Brasil, quando a temperatura atinge aproximadamente 0 °C, ao nível do mar, as águas de córregos e da chuva congelam. A água do mar, no entanto, dificilmente congela, e camadas de gelo sobre a superfície do mar só são possíveis em temperaturas baixíssimas (aproximadamente 253 K no inverno de Leningrado, atual São Petersburgo). Explique sucintamente esse fenômeno que acorre com a água do mar, e a que propriedade ele se refere.

7. (Fuvest-SP) A adição de um soluto à água altera a temperatura de ebulição desse solvente. Para quantificar essa variação em função da concentração e da natureza do soluto, foram feitos experimentos, cujos resultados são apresentados ao lado. Analisando a tabela, observa-se que a variação de temperatura de ebulição é função da concentração de moléculas ou íon de soluto dispersos na solução.

Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição (°C)
1	–	–	100,00
1	$NaC\ell$	0,5	100,50
1	$NaC\ell$	1,0	101,00
1	sacarose	0,5	100,25
1	$CaC\ell_2$	0,5	100,75

Dois novos experimentos foram realizados, adicionando-se 1,0 mol de Na_2SO_4 a 1 L de água (experimento *A*) e 1,0 mol de glicose a 0,5 L de água (experimento *B*). Considere que os resultados desses novos experimentos tenham sido consistentes com os experimentos descritos na tabela.

Assim sendo, as temperaturas de ebulição da água, em °C, nas soluções dos experimentos *A* e *B*, foram, respectivamente, de

a) 100,25 e 100,25.
b) 100,75 e 100,25.
c) 100,75 e 100,50.
d) 101,50 e 101,00.
e) 101,50 e 100,50.

8. (UEL-PR) Na mesma condição de pressão foram preparadas as seguintes soluções. Em um béquer (béquer 1) foram adicionados 1 kg de água e 1 mol de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). A mistura foi agitada dando origem a uma solução 1. Em outro béquer (béquer 2) foram adicionados 1 kg de água e 1 mol de cloreto de sódio ($NaC\ell$), e a mistura foi agitada dando origem a uma solução 2. Em outro béquer (béquer 3) foram adicionados 1 kg de água e 1 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$). A mistura foi agitada dando origem a uma solução 3.

Com relação às soluções contidas nos béqueres 1, 2 e 3 é *correto* afirmar:

a) A diminuição do ponto de congelamento do solvente na solução 1 é maior que na solução 3.

b) O aumento do ponto de ebulição do solvente na solução 2 é menor que na solução 1.

c) A diminuição da pressão de vapor do solvente da solução 2 é duas vezes maior que da solução 1.

d) A diminuição da pressão de vapor do solvente da solução 2 é igual à da solução 3.

e) O aumento do ponto de ebulição do solvente da solução 1 é duas vezes maior que da solução 3.

9. (UFSJ) Considere as soluções aquosas abaixo a uma pressão de 1,0 atm

Solução *A*: 0,6 mol/L de glicose.

Solução *B*: 0,1 mol/L de ácido nítrico.

Solução *C*: 0,2 mol/L de cloreto de magnésio.

Sobre essas soluções, é *correto* afirmar que

a) as soluções *A* e *C* apresentam o mesmo ponto de congelamento.

b) as três soluções apresentam ponto de ebulição abaixo de 100 °C.

c) a solução *B* apresenta o maior ponto de ebulição.

d) a solução *C* é a que apresenta menor pressão de vapor.

10. (UFRN) Sorvete em cinco minutos.

Uma receita rápida, prática e que parece mágica para o preparo de um sorvete de morango recomenda o seguinte procedimento:

Despeje o leite, o açúcar e a essência de morango num saco de plástico de 0,5 litro e certifique-se de que ele fique bem fechado. Coloque 16 cubos de gelo e 6 colheres de sopa de sal comum ($NaC\ell$) num outro saco plástico de 1 litro. Insira o saco de 0,5 litro dentro do saco de 1 litro e feche muito bem. Agite as bolsas de plástico por 5 minutos e, após esse tempo, remova o saco de 0,5 litro de dentro do outro. Em seguida, corte um dos bicos inferiores do saco de 0,5 litro e despeje o sorvete no recipiente de sua preferência.

O que parece mágica, ou seja, o congelamento do sorvete a uma temperatura (−20 °C) mais baixa que 0 °C, pela solução aquosa de $NaC\ell$, é explicado pela propriedade coligativa de diminuição da temperatura de início de solidificação. Outro soluto que pode produzir a mesma diminuição da temperatura que o $NaC\ell$ é

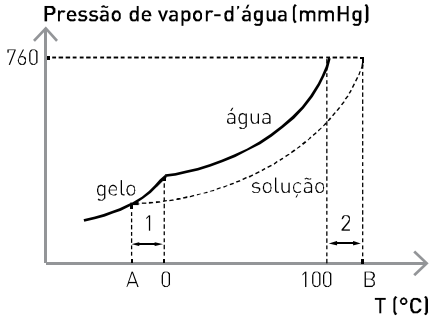
a) cloreto de potássio ($KC\ell$).

b) cloreto de cálcio ($CaC\ell_2$).

c) glicose ($C_6H_{12}O_6$).

d) glicerina ($C_3H_8O_3$).

11. (UFG-GO) Observe o gráfico a seguir.



(1) abaixamento do ponto de congelamento

(2) elevação do ponto de ebulição

Com relação às propriedades químicas indicadas nesta figura, identifique os itens corretos:

I. O abaixamento da pressão de vapor bem como a elevação do ponto de ebulição são propriedades coligativas.

II. Um soluto não volátil aumenta o ponto de congelamento de um solvente.

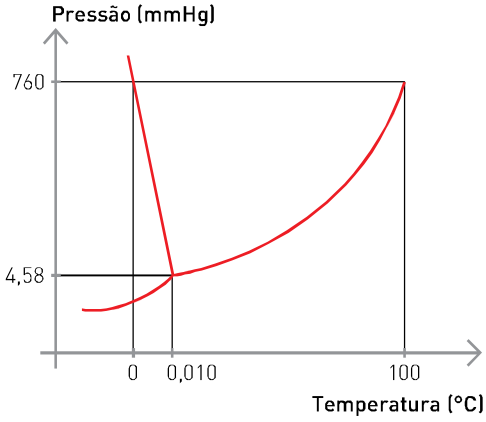
III. Soluções aquosas congelam abaixo de 0 °C e fervem acima de 100 °C.

IV. O abaixamento da pressão de vapor, em soluções diluídas, é diretamente proporcional à concentração do soluto.

V. A elevação do ponto de ebulição é uma consequência direta do abaixamento da pressão de vapor do solvente pelo soluto.

VI. Soluções aquosas concentradas evaporam mais lentamente do que a água pura.

12. (UFRGS-RS) O gráfico ao lado representa os diagramas de fases da água pura e de uma solução aquosa de soluto não volátil.



Considere as seguintes afirmações a respeito do gráfico.

I. As curvas tracejadas referem-se ao comportamento observado para a solução aquosa.
II. Para uma dada temperatura, a pressão de vapor do líquido puro é maior que a da solução aquosa.
III. A temperatura de congelação da solução é menor que a do líquido puro.
IV. A 0,010 °C e 4,58 mmHg, o gelo, a água líquida e o vapor-d'água podem coexistir.
V. A temperatura de congelação da solução aquosa é de 0 °C.

Quais estão corretas?

a) Apenas I e II.
b) Apenas I, IV e V.
c) Apenas II, III e V.
d) Apenas I, II, III e IV.
e) Apenas II, III, IV e V.

13. (UFPE) Considerando as informações abaixo, sobre duas soluções (I e II):

- Solução I (10 g de composto covalente *A* em 1 litro de água)
- Solução II (10 g de composto covalente *B* em 1 litro de água)
- Temperatura de ebulição da solução I maior que da solução II

podemos afirmar:

I	II	
0	0	A pressão de vapor da solução I é maior do que a de II.
1	1	O ponto de fusão da solução I é maior do que o de II.
2	2	O peso molecular de *A* é maior do que o de *B*.
3	3	A temperatura de ebulição de ambas as soluções é maior que 100 °C.
4	4	A temperatura de fusão de ambas as soluções é maior que 0 °C.

14. (ITA-SP) Considere as seguintes soluções diluídas:

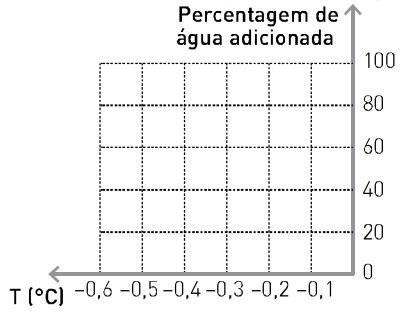
I. *x* mol de sacarose/quilograma de água.
II. *y* mol de cloreto de sódio/quilograma de água.
III. *z* mol de sulfato de magnésio/quilograma de água.
IV. *w* mol de cloreto de magnésio/quilograma de água.

Para que nestas quatro soluções, durante o resfriamento, possa começar a aparecer gelo na mesma temperatura, digamos a −1,3 °C, é necessário que, em primeira aproximação, tenhamos:

a) $x = y = z = w$.
b) $1x = 2y = 4z = 4w$.
c) $1x = 2y = 2z = 3w$.
d) $\frac{x}{1} = \frac{y}{2} = \frac{z}{2} = \frac{w}{3}$.
e) $\frac{x}{1} = \frac{y}{2} = \frac{z}{4} = \frac{w}{4}$.

15. (UFRN) Para descobrir se há adição desonesta de água no leite, basta medir sua temperatura de congelamento. O leite integral tem ponto de congelamento igual a −0,55 °C. Essa temperatura de congelamento aumenta 0,01 °C para cada 2% de água potável adicionada, considerando-se esse percentual sempre em relação à quantidade inicial de leite.

a) Com base nessa informação, complete o gráfico a seguir, indicando que percentagem de água potável foi adicionada a uma amostra de leite cuja temperatura de congelamento é igual a −0,35 °C, após a adição.



b) Apresente o motivo pelo qual a temperatura de congelamento aumenta quando se adiciona água potável ao leite integral.

COMPLEMENTO

Aspectos quantitativos das propriedades coligativas

Tonoscopia

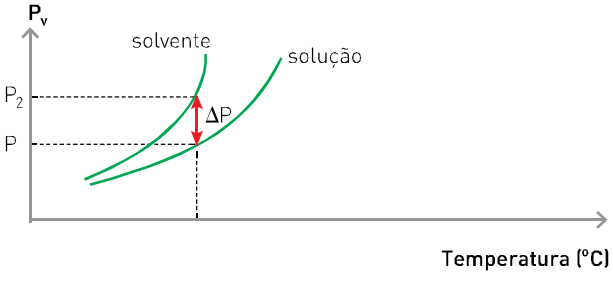
No século XIX, vários cientistas verificaram que a adição de um soluto não volátil a um dado solvente provocava diminuição da pressão máxima de vapor. Essa variação (ΔP) é denominada **abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor** $\Delta P = P_2 - P$.

Onde:

P_2 = pressão de vapor do solvente puro

P = pressão de vapor do solvente na solução

ΔP = variação da pressão máxima de vapor ou ainda abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor



A relação entre o número de partículas do soluto não volátil e o abaixamento da pressão máxima de vapor (ΔP) também pode ser expressa pela Lei de Raoult.

> O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (ΔP) é igual ao produto da pressão máxima de vapor do solvente (P_2) e da fração molar do soluto (x_1).

Matematicamente: $\Delta P = x_1 P_2$ ou $\frac{\Delta P}{P_2} = x_1$, sendo essa relação denominada **abaixamento relativo da pressão máxima de vapor**.

Outra maneira de calcular o efeito tonoscópico é relacionando-o à molalidade da solução:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot W, \text{ onde } K_t = \text{constante tonoscópica}$$

$$K_t = \frac{\text{massa molecular do solvente}}{1\,000}$$

> *A Lei de Raoult é válida para soluções moleculares de soluto não volátil, de concentrações inferiores a 1 mol de soluto por litro de solução.*
>
> *Em soluções aquosas diluídas, a molalidade (W) pode ser considerada igual à concentração em mol/L. Assim, a Lei de Raoult também pode ser expressa por:*
>
> $$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot \mathcal{M}$$

Nas soluções moleculares, o número de partículas presentes na solução (moléculas) é igual ao número de partículas dissolvidas (moléculas).

Nas soluções iônicas, porém, devido ao fenômeno da dissociação ou ionização, o número de partículas presentes na solução (moléculas e íons) é maior do que o número de partículas dissolvidas, o que provoca aumento no efeito coligativo. Por esse motivo, nas soluções iônicas devemos introduzir um fator de correção.

Esse fator, representado pela letra *i*, foi proposto pela primeira vez por Jacobus H. Van't Hoff, no final do século 19:

i = fator de Van't Hoff

Assim, para soluções iônicas, devemos utilizar as expressões:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot \mathcal{M} \cdot i \qquad \frac{\Delta P}{P_2} = x_i \cdot i$$

Vamos ver agora como se determina o fator de Van't Hoff.

Para soluções moleculares, *i* deve ser considerado igual a **1**; porém, para soluções iônicas onde ocorreu dissociação ou ionização total (α = 100%), o valor de *i* é igual ao número de íons produzidos por fórmula do soluto que se dissociou.

Veja os exemplos:

$$1\ CaC\ell_2 \rightarrow 1\ Ca^{2+} + 2\ C\ell^-$$
$$1\ \text{mol} \rightarrow \underbrace{1\ \text{mol} \quad 2\ \text{mol}}_{3\ \text{mol} \rightarrow\ i = 3}$$

$$1\ A\ell_2(SO_4)_3 \rightarrow 2\ A\ell^{3-} + 3\ SO_4^{2-}$$
$$1\ \text{mol} \rightarrow \underbrace{2\ \text{mol} \quad 3\ \text{mol}}_{5\ \text{mol} \rightarrow\ i = 5}$$

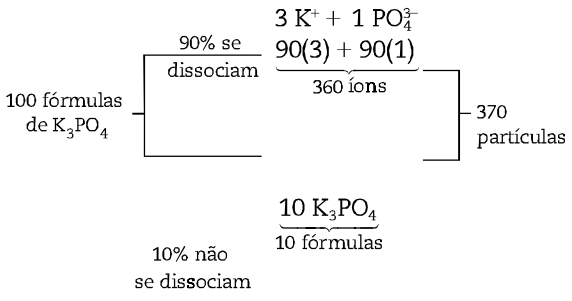
Como nem sempre ocorre uma ionização total (α = 100%) do soluto, nesses casos, devemos calcular o número de partículas (íons e moléculas) presentes na solução. Veja um exemplo:

$$K_3PO_4 \Rightarrow \alpha = 90\%$$
$$\underbrace{1\ K_3PO_4}_{1\ \text{fórmula}} \rightarrow \underbrace{3\ K^+ + 1\ PO_4^{3-}}_{4\ \text{íons}}$$

Então, se: α = 100% ⇒ i = 4

Mas: α = 90%

Devemos considerar que 100 fórmulas de K_3PO_4 foram dissolvidas, mas apenas 90% se dissociaram. Assim, temos na solução:



Como 100 fórmulas de K_3PO_4 produzem 370 partículas: $100 \cdot i = 370 \Rightarrow i = 3{,}7$.

Van't Hoff deduziu uma expressão matemática que relaciona o grau de dissociação (α) e o número de íons produzidos por fórmula de soluto (q) para a determinação do i:

$$i = 1 + \alpha\,(q - 1)$$

Aplicando essa fórmula ao exemplo dado:

$$K_3PO_4 \Rightarrow \alpha = 90\% = 0{,}9$$

$$\underbrace{K_3PO_4}_{1\ \text{fórmula}} \rightarrow \underbrace{3\ K^+ + 1\ PO_4^{3-}}_{4\ \text{íons} = q}$$

$$i = 1 + 0{,}9\,(4 - 1) \Rightarrow i = 3{,}7$$

Exercício resolvido

A pressão de vapor de uma solução aquosa molecular que contém 30 g de soluto dissolvidos em 270 g de água a 100 °C é 750 mmHg. Determine a massa molar do soluto.

(Dados: K_t = 0,018 g/mol; P_v da água a 100 °C = = 760 mmHg.)

Solução

$m_1 = 30$ g $P = 750$ mmHg $K_t = 0{,}018\ g \cdot mol^{-1}$

$m_2 = 270$ g $P_2 = 760$ mmHg

Para determinar a massa molar do soluto (M_1), substituímos esses valores na expressão a seguir:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot W \Rightarrow \frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot \frac{n_1}{m_2\,(kg)}$$

$$\frac{P_2 - P}{P_2} = K_t \cdot \frac{m_1}{M_1 \cdot m_2\,(kg)}$$

$$\frac{P_2 - P}{P_2} = K_t \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2\,(kg)}$$

$$\frac{760\ mmHg - 750\ mmHg}{760\ mmHg} = 0{,}018\ g \cdot mol^{-1} \cdot \frac{30\ g \cdot 1000}{M_1 \cdot 270\ g}$$

$$M_1 \cdot \frac{10\ \cancel{mmHg}}{760\ \cancel{mmHg}} = 0{,}018\ g \cdot mol^{-1} \cdot \frac{30\,000\ \cancel{g}}{270\ \cancel{g}}$$

$$M_1 = 152\ g \cdot mol^{-1}$$

Exercícios

1. Uma solução aquosa foi preparada dissolvendo-se 100 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 500 g de água. Sabendo que a pressão máxima de vapor-d'água no local é igual a 700 mmHg a uma dada temperatura, calcule:

a) o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor;

b) o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor;

c) a pressão máxima de vapor da solução na mesma temperatura.

(Massas molares: $H_2O = 18\ g \cdot mol^{-1}$; $C_6H_{12}O_6 = 180\ g \cdot mol^{-1}$.)

2. (IME-RJ) Determine o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente quando 3,04 g de cânfora ($C_{10}H_{16}O$) são dissolvidos em 117,2 mL de etanol a 25 °C.

(Dados: cânfora: massa molar = 152 g · mol^{-1}; etanol (C_2H_6O): massa molar = 46 g · mol^{-1}; d = 785 g/L.)

3. Uma solução foi preparada a partir da dissolução de 20,0 g de $Fe_2(SO_4)_3$ em 225 g de água a 22 °C. Determine:

a) o abaixamento relativo da pressão de vapor;

b) o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor;

c) a pressão máxima de vapor da solução.

($K_t = 18 \cdot 10^{-3}\ g \cdot mol^{-1}$; massa molar do $Fe_2(SO_4)_3$ = = 400 g · mol^{-1}; α do $Fe_2(SO_4)_3$ = 100%; pressão máxima de vapor da água a 22 °C = 20 mmHg.)

4. (ITA-SP) A 20 °C, a pressão de vapor da água em equilíbrio com uma solução aquosa de açúcar é igual a 16,34 mmHg. Sabendo que a 20 °C a pressão de vapor da água pura é igual a 17,54 mmHg, indique a opção com a concentração *correta* da solução aquosa de açúcar.

a) 7% (m/m)

b) 93% (m/m)

c) 0,93 mol · L^{-1}

d) A fração molar do açúcar é igual a 0,07.

e) A fração molar do açúcar é igual a 0,93.

5. (ITA-SP) Prepara-se, a 25 °C, uma solução por meio da mistura de 25 mL de n-pentano e 45 mL de n-hexano.

Dados: massa específica do n-pentano = 0,63 g/mL; massa específica do n-hexano = 0,66 g/mL; pressão de vapor do n-pentano = 511 torr; pressão de vapor do n-hexano = 150 torr.

Determine os seguintes valores, mostrando os cálculos efetuados:

a) Fração molar do n-pentano na solução.

b) Pressão de vapor da solução.

6. (ITA-SP) Em dois recipientes ligados entre si, são colocadas as substâncias conforme indicado na figura abaixo:

postos inicialmente:

lado 1:
10,0 milimol de $MgC\ell_2$
180 gramas de água

lado 2:
5,0 milimol de sacarose
5,0 milimol de $NaC\ell$
180 gramas de água

Após a introdução dos solutos e das porções de solvente indicadas, são fechadas as duas tampas e o ar é removido por sucção através da torneira. Uma vez removido o ar, a torneira é fechada. Dessa forma, o espaço dentro do recipiente acima das soluções contém apenas vapor de água. O recipiente carregado e fechado é mantido sob temperatura constante. Em face dos princípios físico-químicos em questão, num dos lados o volume da solução aumenta e no outro ele diminui até que seja atingido o equilíbrio. Vamos supor que $MgC\ell_2$ e $NaC\ell$ estejam 100% dissociados e que a quantidade de água na forma de vapor seja desprezível em relação aos (180 + 180) gramas postos. Dadas essas informações, pedem-se *respostas justificadas* para as seguintes perguntas:

a) Em que lado a quantidade de água vai aumentar?

b) Quais serão as massas de água no lado 1 e no lado 2 quando o equilíbrio for atingido?

Ebulioscopia e crioscopia

A elevação do ponto de ebulição (Δt_E) e o abaixamento do ponto de congelamento (Δt_C) são diretamente proporcionais à quantidade de partículas do soluto por unidade de massa do solvente (molalidade) e não dependem de sua natureza.

Além disso, dependem das características do solvente. Cada solvente apresenta uma constante ebulioscópica (K_E) e uma constante crioscópica (K_C).

Assim, se relacionarmos o número de partículas do soluto presente em uma solução com as constantes ebulioscópica e crioscópica do solvente, poderemos determinar o Δt_E e o Δt_C da solução:

$$\Delta t_E = K_E \cdot W \cdot i \quad \text{e} \quad \Delta t_C = K_C \cdot W \cdot i$$

A tabela ao lado nos mostra os valores de K_E e K_C de alguns solventes.

CONSTANTE EBULIOSCÓPICA (K_E) E CONSTANTE CRIOSCÓPICA (K_C)

Solvente	Fórmula	TE (°C)	TC (°C)	K_E (°C/m)	K_C (°C/m)
ácido acético	CH_3COOH	118,5	16,60	3,08	3,59
benzeno	C_6H_6	80,2	5,455	2,61	5,065
cânfora	$C_{10}H_{16}O$	-	179,5	-	40
dissulfeto de carbono	CS_2	46,3	-	2,40	-
cicloexano	C_6H_{12}	80,74	6,55	2,79	20,0
etanol	C_2H_5OH	78,3	-	1,07	-
água	H_2O	100,000	0,000	0,512	1,858

Fonte: Ebbing, Darrel D.; Gammon, Steven O. *General Chemistry*. 9. ed. Boston: Houghton Mifflin Company, 2008, p. 500.

Exercícios resolvidos

1. Calcule a temperatura de congelamento e a de ebulição de uma solução contendo 13 g de etilenoglicol ($C_2H_6O_2$) em 200 g de água, ao nível do mar. (Dados: $K_E = 0{,}52\ °C \cdot molal^{-1}$; $K_C = 1{,}86\ °C \cdot molal^{-1}$; massa molar do $C_2H_6O_2 = 62\ g \cdot mol^{-1}$)

Solução

$$\Delta t_C = K_C \cdot W \Rightarrow \Delta t_C = K_C \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}$$

$$\Delta t_C = 1{,}86\ °C \cdot \cancel{molal^{-1}} \cdot \frac{13 \cdot 1000}{62 \cdot 200} \cancel{molal} \quad \Delta t_C = 1{,}95\ °C$$

$$\Delta t_E = K_E \cdot W \Rightarrow \Delta t_E = K_E \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}$$

$$\Delta t_E = 0{,}52\ °C \cdot \cancel{molal^{-1}} \cdot \frac{13 \cdot 1000}{62 \cdot 200} \cancel{molal} \quad \Delta t_E = 0{,}54\ °C$$

Ao nível do mar, a água congela a 0 °C; como o Δt_C é de 1,95 °C, a temperatura de congelamento da solução é −1,95 °C.

Como a temperatura de ebulição é 100 °C e o Δt_E é 0,54 °C, a temperatura de ebulição da solução é 100,54 °C.

> *A temperatura de ebulição que acabamos de determinar corresponde, na verdade, à temperatura na qual se inicia a ebulição da solução. Essa temperatura não se mantém constante, pois, durante o aquecimento contínuo de uma solução, o solvente evapora, acarretando um aumento na concentração da solução e, consequentemente, um aumento na sua temperatura de ebulição.*

2. Considere as seguintes soluções aquosas, ao nível do mar:

I — Solução 1 molal de ureia [$CO(NH_2)_2$]

II — Solução 1 molal de sulfato de alumínio [$A\ell_2(SO_4)_3$] ($\alpha = 80\%$)

Determine o ponto de início da ebulição de cada solução.

(Dados: $K_E = 0{,}52\ °C \cdot molal^{-1}$; $TE_{água} = 100\ °C$.)

Solução

I. $\Delta t_E = K_E \cdot W$ $\quad \Delta t_E = 0{,}52\ °C \cdot \cancel{molal^{-1}} \cdot 1\ \cancel{molal}$ $\quad \Delta t_E = 0{,}52\ °C$

A temperatura de início da ebulição da ureia será **100,52 °C**.

II. $A\ell_2(SO_4)_3 \rightarrow \mathbf{2}\ A\ell^{3+} + \mathbf{3}\ SO_4^{2-}$ $\quad q = \mathbf{5}$

$i = 1 + \alpha\ (q - 1)$ $\quad i = 1 + 0{,}8\ (5 - 1)$ $\quad i = 4{,}2$

$\Delta t_E = K_E \cdot W \cdot i$

$\Delta t_E = 0{,}52\ °C \cdot \cancel{molal^{-1}} \cdot \cancel{molal} \cdot 4{,}2$ $\quad \Delta t_E = 2{,}18\ °C$

A temperatura de início da ebulição do sulfato de alumínio será **102,18 °C**.

Exercícios

1. (UEL-PR) Uma solução aquosa de glicose apresenta concentração 0,50 molal. Calcular a elevação do ponto de ebulição da água, em graus Celsius (constante ebulioscópica molal da água = 0,52 °C/molal).

a) 5,2.
b) 2,6.
c) 0,52.
d) 0,26.
e) 0,13.

2. (FEI-SP) A temperatura de solidificação de uma solução que contém dissolvido 0,5 mol de um composto molecular em 1 500 g de benzeno é:

a) 0 °C.
b) 1,7 °C.
c) −1,7 °C.
d) 3,8 °C.
e) 7,2 °C.

(Dados: temperatura de solidificação do benzeno: 5,5 °C; constante crioscópica do benzeno: $5{,}1\ °C \cdot molal^{-1}$.)

3. (Fatec-SP) Sob pressão normal, uma dada solução, contendo 9,0 g de uma substância *A* dissolvida em 400 g de água, entra em ebulição a 100,26 °C. Qual a massa molecular da substância *A*?

4. (UFPR) Sob pressão normal, uma solução contendo 50,7 g de uma substância *X*, sólido molecular não volátil, dissolvidos em 400,0 g de água, entra em ebulição a 100,36 °C. Nessas condições, a água entra em ebulição a 100,0 °C.

(Dados: $K_{eb} = 0{,}513\ °C \cdot kg \cdot mol^{-1}$; M (g · mol^{-1}); C = 12; H = 1; O = 16.)

a) Calcule a massa molecular da substância *X*.

b) De acordo com a resposta do item *a* e sabendo que %C = 40,0, %H = 6,7, %O = 53,3, dê a fórmula molecular do composto *X*.

5. (Efei-MG) Para se determinar a massa molecular do fósforo branco, foram feitas uma experiência criométrica e uma ebuliométrica. O resultado da criometria foi 122 g/mol. A ebuliometria foi realizada com 0,266 g de fósforo em 15,6 g de dissulfeto de carbono, resultando uma elevação no ponto de ebulição de 0,3 K. Quantos átomos compõem a molécula de fósforo branco? Qual das determinações, criométrica ou ebuliométrica, forneceu a massa molecular mais próxima do valor correto?

(Constante ebuliométrica do dissulfeto de carbono = = 2,34 K/molal. Massa atômica do fósforo = 31.)

N.A.: O cálculo da porcentagem de erro é fornecido pela reação:

$$E\% = \frac{|\text{valor aproximado} - \text{valor correto}|}{\text{valor correto}} \cdot 100$$

6. (UPE) Dissolvem-se 171,0 g de sacarose em 930,0 g de água, obtendo-se um abaixamento da temperatura de congelação de 1 °C. A massa de etanol que se deve adicionar na mesma quantidade de água para se obter um abaixamento de 6 °C é:
(Dados: constante crioscópica molal da água = 1,96 °C; massas molares (g/mol): sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 342; etanol (C_2H_5OH) = 46.)

a) 1,38 g.
b) 13,8 g.
c) 12,8 g.
d) 138,0 g.
e) 1 380,0 g.

7. (UPE) Uma solução aquosa de um ácido monoprótico é diluída com água destilada até que a solução resultante contenha 10% em massa do ácido. O grau de dissociação do ácido monoprótico é 5%. A temperatura de congelamento da solução é, aproximadamente:
(Dados: $K_c = 1{,}86\ °C \cdot kg/mol$;
massa molar do ácido = 60 g/mol.)

a) −3,6 °C.
b) −4,6 °C.
c) −1,8 °C.
d) −2,8 °C.
e) −28,6 °C.

8. (Ufes) Uma solução de 5,00 g de ácido acético em 100 g de benzeno congela a 3,37 °C. Uma solução de 5,00 g de ácido acético em 100 g de água congela a −1,49 °C.

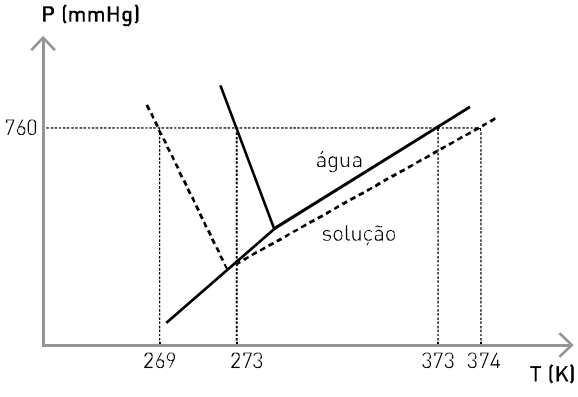
a) Encontre a massa molar de ácido acético a partir do experimento em água.

b) Encontre a massa molar do ácido acético a partir do experimento em benzeno e, sabendo que a fórmula molecular do ácido acético é $C_2H_4O_2$, explique o resultado encontrado nesse experimento.

Dados		
solvente	K_{PC} (°C · kg · mol^{-1})	t_C (°C)
benzeno	−5,12	5,5
água	−1,86	0,0

K_{PC} é a constante do ponto de congelamento (crioscópica) e t_C, a temperatura de congelamento.

9. (IME-RJ) Uma solução com 102,6 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em água apresenta concentração de 1,2 molar e densidade 1,0104 g/cm^3. Os diagramas da fase dessa solução e da água pura estão representados a seguir.



Com base nos efeitos coligativos observados nesses diagramas, calcule as constantes molal ebuliométrica (K_E) e criométrica (K_C) da água (H = 1; C = 12; O = 16).

10. Dois frascos com água, com capacidade de 500 mL cada um, foram colocados no congelador de um refrigerador doméstico. Em um, dissolveu-se 175,0 g de sal de cozinha. Por falha na vedação térmica da porta, a temperatura mínima obtida no congelador é de −5 °C. Considerando que a constante do ponto de congelamento da água (K_C) é de 1,86 K · kg · mol^{-1}, pergunta-se: os líquidos dos dois frascos irão solidificar? Justifique.

11. (ITA-SP) O abaixamento da temperatura de congelamento da água numa solução aquosa com concentração molal de soluto igual a 0,100 mol · kg^{-1} é 0,55 °C. Sabe-se que a constante crioscópica da água é igual a 1,86 °C · kg · mol^{-1}. Qual das opções abaixo contém a fórmula molecular correta do soluto?

a) $[Ag(NH_3)]C\ell$.
b) $[Pt(NH_3)_4C\ell_2]C\ell_2$.
c) $Na[A\ell(OH)_4]$.
d) $K_3[Fe(CN)_6]$.
e) $K_4[Fe(CN)_6]$.

12. (ITA-SP) Considere as duas soluções aquosas seguintes, ambas na mesma temperatura.
Solução I — contém 1,0 milimol de glicose e 2,0 milimol de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$, por quilograma de água.
Solução II — contém apenas sulfato férrico dissolvido em água.
Supondo soluções ideais e eletrólitos completamente dissociados, as duas soluções terão os mesmos valores para suas propriedades coligativas se a solução II contiver, por quilograma de água, a seguinte quantidade de $Fe_2(SO_4)_3$:

a) 6,0/5 milimol.
b) 3,0/1 milimol.
c) (4,0 · 5) milimol.
d) 7,0/5 milimol.
e) (5,0 · 7) milimol.

ATIVIDADES EXPERIMENTAIS

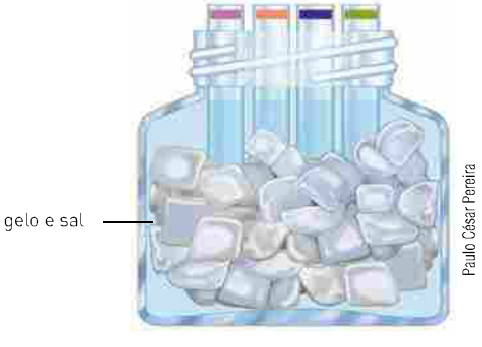
I. Estudando a temperatura de congelamento

Material

- 1 frasco de vidro de 500 mL
- 1 fôrma de gelo
- 4 tubos de ensaio
- 200 g de sal de cozinha
- 2 g de sal de cozinha ($NaC\ell$)
- água destilada
- 2 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$)
- seringa
- 2 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

Procedimento

Com o auxílio da seringa, coloque 20 mL de água destilada em cada um dos tubos de ensaio. Em um deles acrescente a amostra de 2 g de sal, agite até obter a dissolução total e rotule. Repita o procedimento para os dois outros tubos, com a glicose e a sacarose, mantendo o último apenas com água pura.



Paulo César Pereira

No frasco de vidro, prepare um banho refrigerante, com todo o gelo e os 200 g de sal, e coloque os quatro tubos de ensaio contendo os sistemas líquidos.

Observe os tubos, sem tocá-los, através do vidro, até que se estabeleça um equilíbrio térmico no sistema. A seguir, resolva as seguintes questões:

1. Em qual dos tubos ocorre primeiro o congelamento?
2. Em qual solução ocorre primeiro o congelamento?
3. Conhecendo as massas molares a seguir,

   $NaC\ell = 58{,}5\ g \cdot mol^{-1}$

   $C_6H_{12}O_6 = 180{,}0\ g \cdot mol^{-1}$

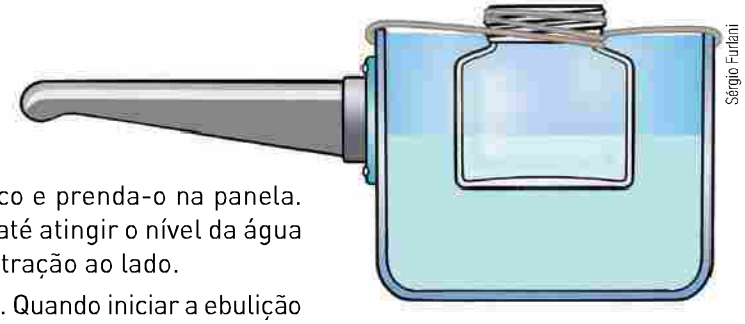
   $C_{12}H_{22}O_{11} = 342{,}0\ g \cdot mol^{-1}$

   a massa de cada uma dessas substâncias e considerando a densidade da água igual a 1,0 g/mL, determine as molalidades das três soluções.
4. Sabendo que a constante crioscópica da água é $1{,}86\ ^{\circ}C \cdot kg \cdot mol^{-1}$, calcule o valor do abaixamento da temperatura de congelamento da água para cada solução.
5. Os valores obtidos na questão 4 estão de acordo com os fatos observados?
6. Como você pode explicar que massas iguais (2 g) dos solutos provoquem diferentes abaixamentos na temperatura de congelamento das soluções?
7. Se considerássemos soluções com o mesmo número de mol de $NaC\ell$, $C_{12}H_{22}O_{11}$ e $C_6H_{12}O_6$, em qual delas teríamos o maior efeito crioscópico?

II. Estudando a temperatura de ebulição

Material

- 1 frasco de vidro pequeno
- 1 panela com água
- 1 pedaço de arame
- sal de cozinha


Sérgio Furiati

Procedimento

Amarre o arame na boca do frasco e prenda-o na panela. Em seguida, coloque água no frasco até atingir o nível da água na panela, conforme indicado na ilustração ao lado.

Leve o sistema ao fogo e observe-o. Quando iniciar a ebulição da água da panela, pare o aquecimento e a seguir adicione uma colher (chá) de sal à água contida no frasco. Aqueça novamente o sistema até o início da ebulição da água da panela. Observe durante 2 minutos e cesse o aquecimento.

Com base em suas observações, resolva as seguintes questões:

1. Na primeira etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? A temperatura de ebulição das duas amostras de água — do frasco e da panela — é igual? Por quê?
2. Na segunda etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? Explique por quê.
3. Se tivéssemos colocado somente meia colher (chá) de sal, a água do frasco entraria em ebulição? Por quê?
4. O que provocaria maior efeito ebulioscópico: a adição de um mesmo número de mol de sal ($NaC\ell$) ou de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em mesma massa de água?

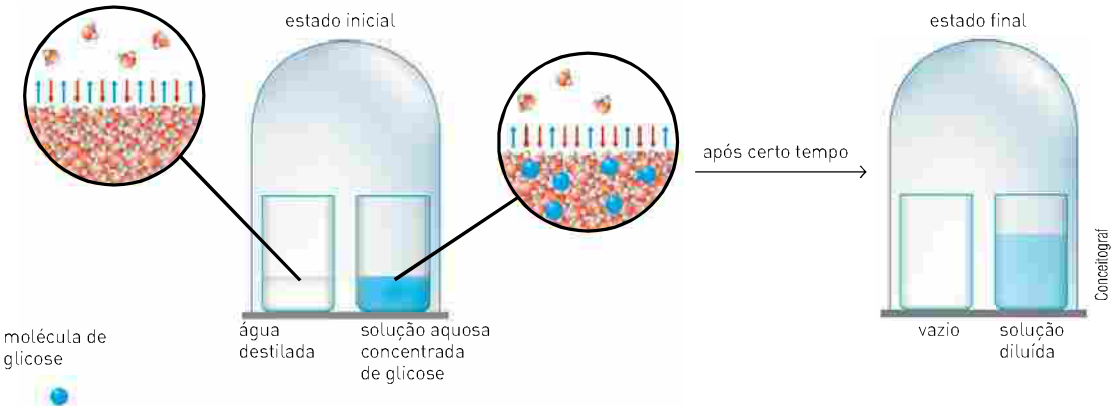
ATENÇÃO

> *Experimentos que envolvem aquecimento são potencialmente perigosos. Para realizar este experimento, use equipamento de proteção e peça ajuda ou orientação do professor.*

Osmose e pressão osmótica

CAPÍTULO 7

A ilustração a seguir representa um fenômeno espontâneo relacionado à pressão máxima de vapor.



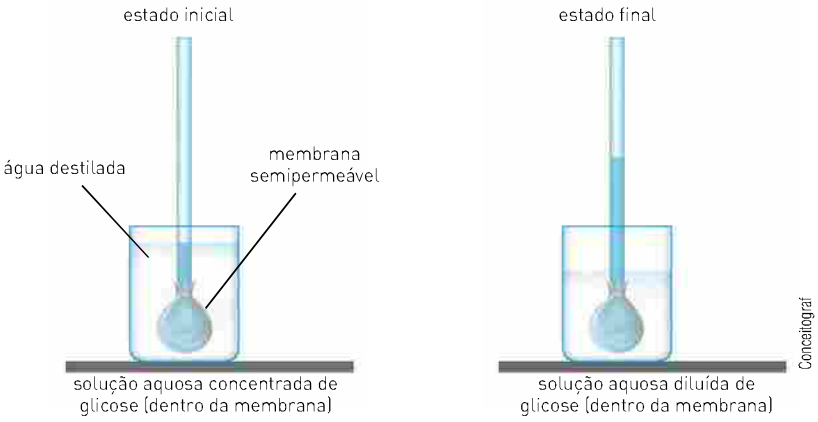
A ilustração representa, fora de escala e em cores-fantasia, moléculas de água e de glicose.

No estado inicial, temos dois frascos: um contendo água destilada e o outro contendo uma solução aquosa concentrada de glicose.

Nos dois frascos ocorrem simultaneamente a evaporação e a condensação da água. Devido ao fato de a pressão de vapor da água destilada ser maior do que a pressão de vapor da água na solução, a evaporação ocorre mais intensamente no frasco com água pura. Como a velocidade de condensação da água é a mesma, na solução a velocidade de condensação é maior do que a velocidade de evaporação, o que aumenta o nível da solução. Ao final do experimento, toda a água destilada passa para a solução.

Esse experimento mostra uma tendência espontânea, relacionada à diferença de pressão de vapor, de os líquidos migrarem de uma região de maior pressão de vapor para uma região de menor pressão de vapor.

Outro experimento que mostra essa tendência espontânea da água é representado na ilustração a seguir.



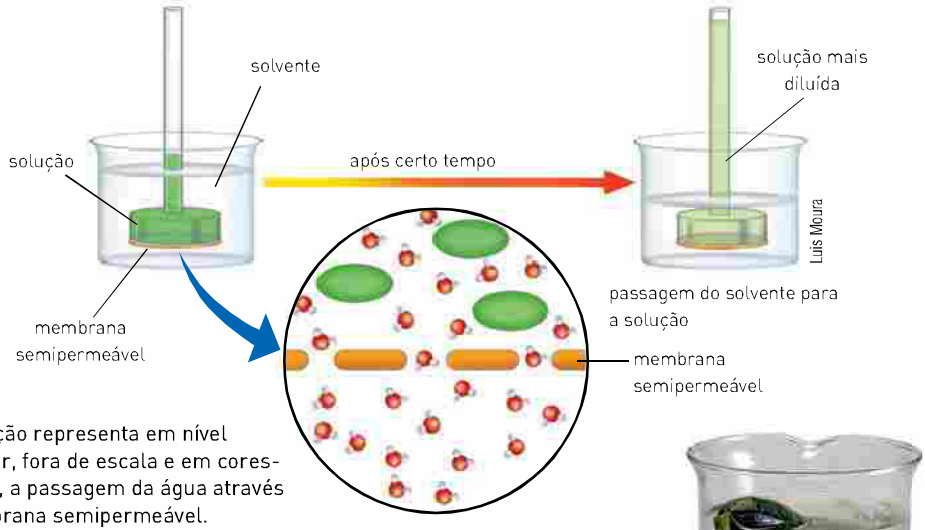
No estado inicial, temos um tubo com extremidade superior aberta e um saco de celofane, contendo uma solução aquosa concentrada de glicose, amarrado na extremidade inferior. Esse conjunto está imerso em um recipiente contendo água destilada.

O papel celofane, a bexiga de porco, as paredes das células de organismos são exemplos de membranas consideradas semipermeáveis, que permitem espontaneamente somente a passagem de água através delas.

De maneira semelhante ao experimento anterior, a água passa da região de maior pressão de vapor (água destilada) para a região de menor pressão de vapor (solução aquosa concentrada de glicose); consequentemente, o volume da solução aumenta e sua concentração diminui.

Esse fenômeno, em que ocorre somente a passagem de moléculas do solvente através de uma membrana semipermeável, é denominado **osmose**.

Osmose: passagem do solvente para uma solução ou passagem do solvente de uma solução diluída para outra mais concentrada, por meio de uma membrana **semipermeável.**



A ilustração representa em nível molecular, fora de escala e em cores-fantasia, a passagem da água através da membrana semipermeável.

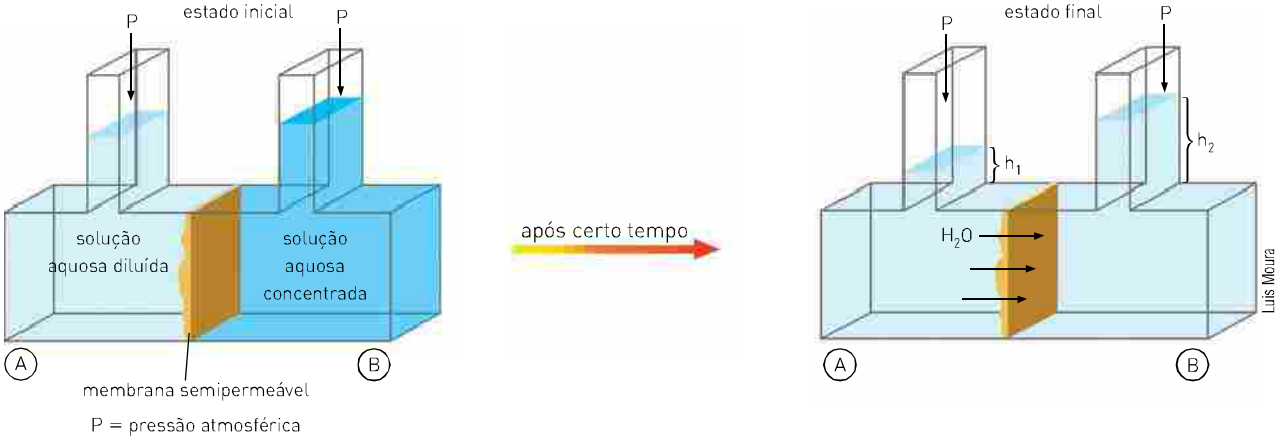
Após alguns dias, o pepino passa a apresentar um volume menor e um aspecto enrugado e murcho. Isso ocorre devido à passagem das moléculas de água das células do pepino para a salmoura, através das membranas celulares. Assim, pode-se concluir que a concentração da salmoura é maior do que a concentração da solução contida no interior das células do pepino.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Outro experimento que serve para comprovar a ocorrência da osmose consiste em mergulhar um pepino em um frasco com uma solução concentrada de salmoura ($NaC\ell + H_2O$), durante alguns dias, como mostram as fotografias ao lado. Esse experimento permite concluir que a osmose também ocorre entre soluções de diferentes concentrações.

PRESSÃO OSMÓTICA

Para estudar o fenômeno da osmose, vamos considerar o experimento:



Após certo tempo, observamos um desnível entre os dois tubos, devido à passagem predominante do solvente — no caso, a água — da solução diluída para a solução concentrada. Isso ocorre até que seja estabelecido um equilíbrio. Nesse equilíbrio, a diferença de altura entre as duas colunas ($h_2 - h_1$) exerce uma pressão suficiente — chamada **pressão osmótica** — para impedir a passagem do solvente do frasco A para o frasco B (figura I).

Pressão osmótica (π): pressão externa que deve ser aplicada a uma solução concentrada para evitar a osmose.

O cálculo da pressão osmótica (π) pode ser feito utilizando-se a expressão:

$$\pi = d \cdot g \cdot (h_2 - h_1)$$

$\begin{cases} d = \text{densidade da solução} \\ g = \text{aceleração da gravidade} \end{cases}$

Experimentalmente, verifica-se que, se quisermos impedir a passagem de água da solução diluída (A) para a solução concentrada (B), deveremos exercer a mesma pressão (π) sobre essa solução, a fim de evitar a sua diluição, ou seja, a osmose (figura II).

Quanto maior for a concentração da solução, mais acentuado será o fenômeno da osmose. Portanto, para impedir a sua ocorrência, uma pressão osmótica maior deve ser exercida sobre a solução mais concentrada.

Em 1885, analisando dados experimentais sobre a pressão osmótica, Jacobus Henricus Van't Hoff (1852-1911) notou uma grande semelhança entre os comportamentos de uma solução e de um gás ideal; a partir dessa observação, propôs a determinação da pressão osmótica (π) por meio da equação dos gases ideais:

$$PV = nRT$$

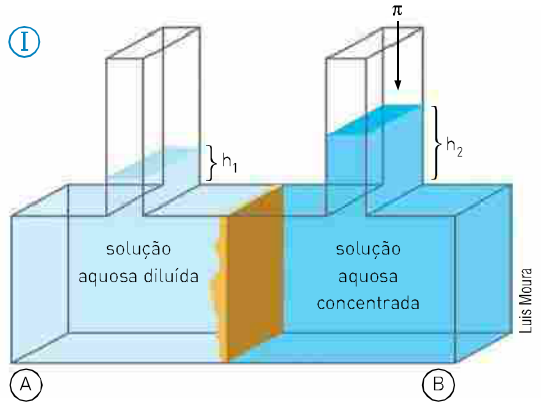
$$\pi = \frac{n}{V}RT \Rightarrow \pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T$$

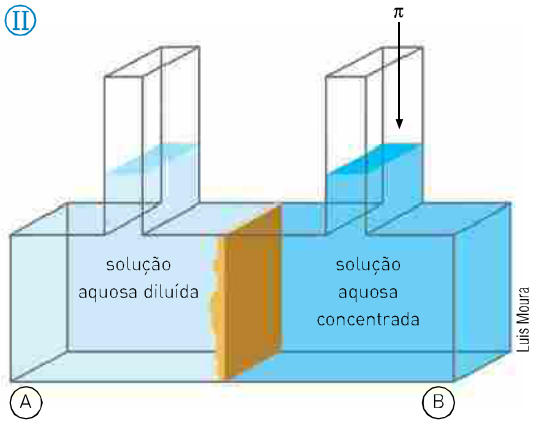
na qual:

- R = constante universal dos gases perfeitos: 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}, 62,3 mmHg · L · mol^{-1} K^{-1} ou 8,31 kPa · L · mol^{-1} · K^{-1};
- T = temperatura absoluta (Kelvin);
- $\mathcal{M}$ = concentração em mol/L de partículas (íons ou moléculas).

Como as outras propriedades coligativas, a pressão osmótica não depende da natureza das partículas, mas, sim, da concentração da solução.

A osmose é muito importante em vários processos biológicos. As paredes das células do nosso organismo, por exemplo, atuam como membranas semipermeáveis.





Ralph A. Clevenger/Corbis/Latinstock

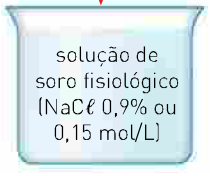
A pressão osmótica é o principal mecanismo de transporte de água para as regiões mais altas de uma árvore. Como as folhas perdem água por meio da transpiração, a concentração da solução no interior das folhas aumenta e, consequentemente, a pressão osmótica também aumenta. A água presente na seiva, que possui concentração menor do que a das folhas, flui das raízes para as folhas por meio dos vasos condutores, para diminuir a concentração da solução no interior das folhas.

Os glóbulos vermelhos (hemácias) do sangue, assim como todas as células vivas do organismo, são afetados por diferenças de pressão osmótica. Observe o experimento a seguir.

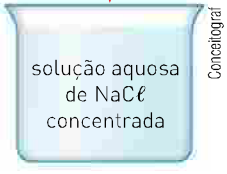
Fotos: David M. Phillips/Photo Researchers/Latinstock

Hemácia vista ao microscópio eletrônico (ampliação de 15 000 vezes).

As moléculas de água se difundem para o interior da hemácia, fazendo com que ela "inche", podendo até estourar (hemólise).



As moléculas de água se difundem com a mesma facilidade para dentro e para fora da hemácia, não acarretando nenhuma alteração.



Conceitograf

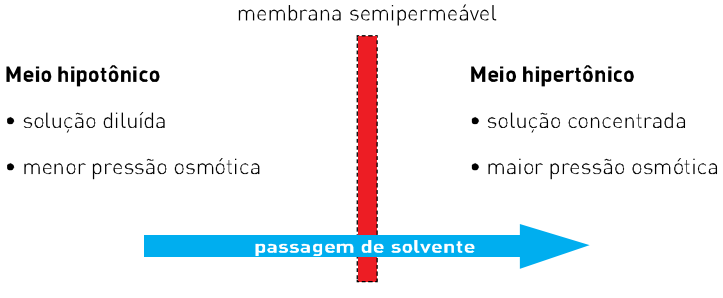
As moléculas de água se difundem para fora da hemácia, fazendo com que ela "murche" e "enrugue".

Como a concentração da água é menor do que a da hemácia, dizemos que a água é um **meio hipotônico**.

Dizemos, então, que o soro fisiológico e as hemácias são **meios isotônicos**.

Como a concentração da solução de NaCℓ é maior que a da hemácia, dizemos que essa solução é um **meio hipertônico**.

Assim, temos que:



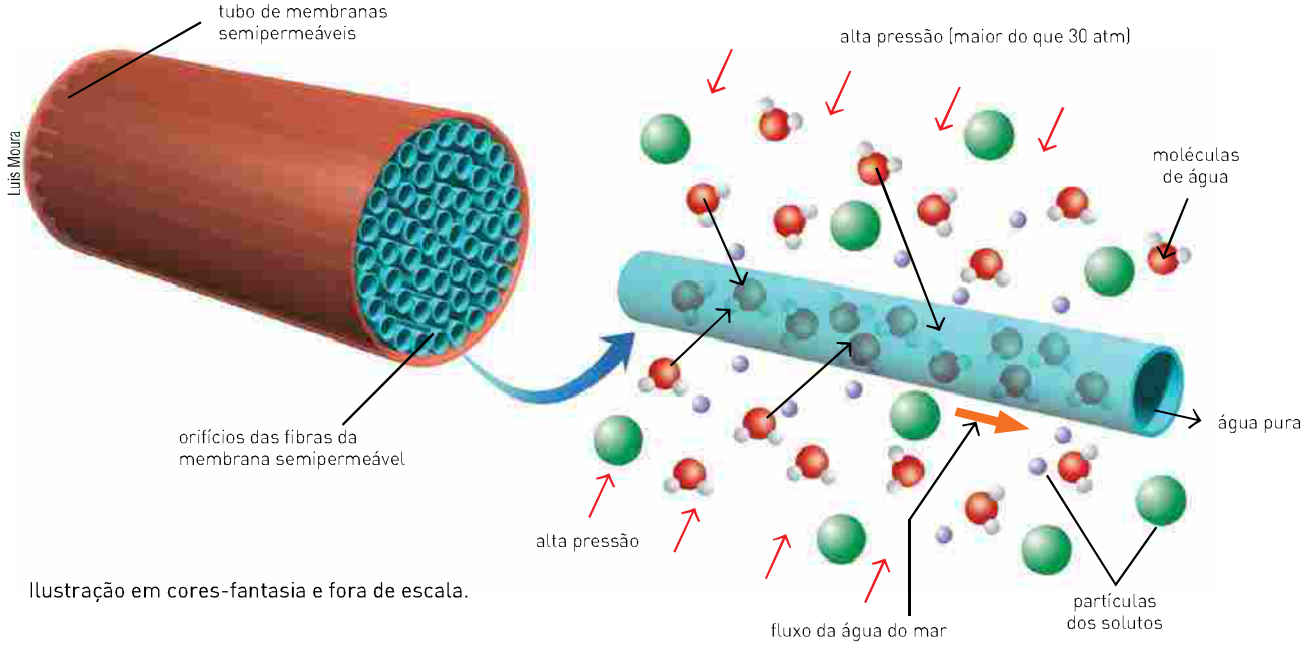
OSMOSE REVERSA OU CONTRAOSMOSE

Os oceanos recobrem dois terços da superfície da Terra; por isso, não é surpreendente que as suas águas sejam consideradas uma fonte de água potável em regiões onde o suprimento é insuficiente para atender à demanda humana. As águas dos oceanos contêm 3,5% em massa de sais dissolvidos e não são apropriadas para o consumo.

> ***Osmose inversa: o que você talvez gostaria de saber.*** Revista das Águas.
> *Artigo que mostra simplificadamente o processo de osmose reversa, ou inversa, que permite dessalinizar água salobra (rica em sais), tornando-a potável. Disponível em: <http://revistadasaguas.pgr.mpf.gov.br/edicoes-da-revista/edicao-atual/materias/Osmose_Inversa.pdf>.*

Aplicando a uma solução uma pressão superior à pressão osmótica, provocamos a passagem de moléculas do solvente da solução mais concentrada para a mais diluída. Esse processo é denominado **osmose reversa** e é utilizado para a dessalinização da água do mar. O esquema a seguir ilustra esse processo.

A pressão osmótica da água do mar é de aproximadamente 30 atm, quando comparada com a da água pura. Então, para obtermos a sua osmose reversa são necessárias pressões superiores a 30 atm.



Luis Moura

Ilustração em cores-fantasia e fora de escala.

QUÍMICA E VIDA

Água potável a partir da água do mar

Existe muito mais água nos oceanos e mares do que em rios, lagos e geleiras.

Estima-se que o volume da água dos oceanos seja de aproximadamente $1{,}5 \cdot 10^{21}$ L. No entanto, o ser humano não pode usar essa água para beber ou mesmo para outras finalidades devido à existência de muitos sais dissolvidos nela. A tabela ao lado mostra os íons componentes de aproximadamente 99% desses sais.

Para obtermos água potável a partir da água do mar, existem três métodos comuns. Cada um deles apresenta vantagens e desvantagens referentes ao custo, ao equipamento ou ao consumo de energia.

Acabamos de estudar um dos processos mais modernos de dessalinização da água do mar: a osmose reversa. Os outros dois métodos mais comuns são a destilação e o congelamento.

ÍONS PRESENTES NO SAL MARINHO	
Íons	**Concentração em g/kg de água do mar***
cloro ($C\ell^-$)	19,35
sódio (Na^+)	10,76
sulfato (SO_4^{2-})	2,71
magnésio (Mg^{2+})	1,29
cálcio (Ca^{2+})	0,41
potássio (K^+)	0,39
bicarbonato (HCO_3^-)	0,14

*A água do mar tem uma concentração média de 3,5% em massa.

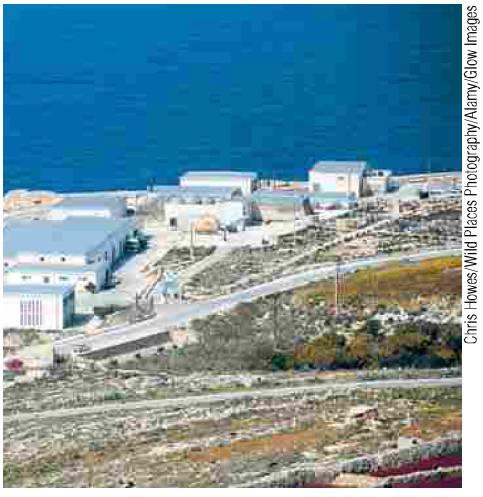
Osmose reversa

Por não necessitar de mudanças de estado físico da água e, portanto, de consumo de energia térmica, esse é o processo ideal atualmente.

A principal dificuldade para a utilização desse método é o desenvolvimento de membranas semipermeáveis, que permitam somente a passagem da água e impeçam a passagem dos solutos, as quais possam ser usadas em larga escala e por longos períodos sem que sejam danificadas pelas grandes pressões a que são submetidas.

Adolphe Pierre-Louis/ZUMA Press/Corbis/Latinstock

Com o desenvolvimento teórico e tecnológico da produção de membranas semipermeáveis, a osmose reversa tende a ser o melhor método para a dessalinização da água do mar em larga escala. Atualmente existem, em alguns países, aparelhos de osmose reversa destinados a obter água potável em nível doméstico, como o mostrado na fotografia.



Chris Howes/Wild Places Photography/Alamy/Glow Images

Uma das maiores instalações de dessalinização da água do mar por osmose reversa está localizada na ilha de Malta (Mediterrâneo) e purifica 16 milhões de litros de água por dia.

Congelamento

Michael Nolan/Easypix Brasil

Alguns cientistas propõem que uma solução parcial para a falta de água em algumas regiões do Oriente Médio seria o transporte de *icebergs* do Polo Ártico.

Outro processo de dessalinização que envolve o conhecimento das propriedades coligativas é o congelamento da água do mar.

Quando diminuímos a temperatura de uma solução, no caso a água do mar, parte da água congela e se separa do restante da solução. Os cristais de gelo são removidos e, após passarem por uma fusão, podem ser usados como água potável.

A principal vantagem desse método é um consumo de energia menor do que o necessário para a destilação. O calor de vaporização da água é 40,79 $kJ \cdot mol^{-1}$, ao passo que o calor de fusão é somente 6,01 $kJ \cdot mol^{-1}$.

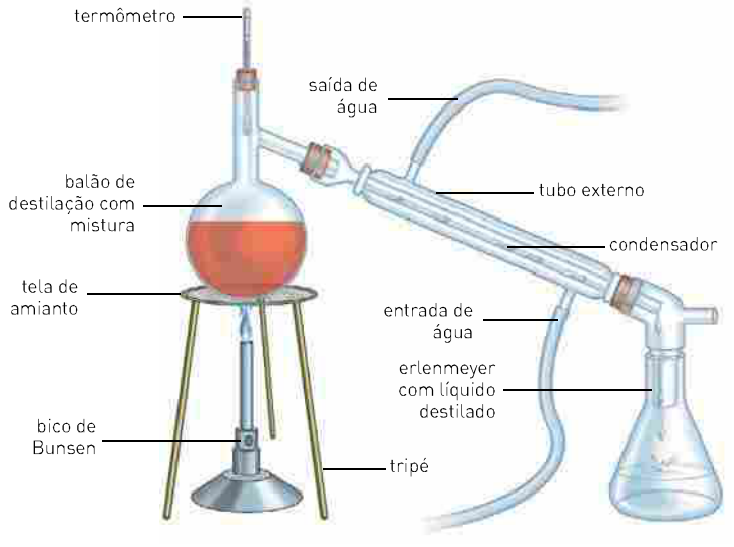
Atualmente, não existem equipamentos que permitam o congelamento da água do mar em larga escala, com interesse econômico.

Esse processo apresenta duas desvantagens:

- é lento e, portanto, a formação de cristais de gelo seria demorada;
- o aumento gradual da concentração de sais na água do mar determinaria o uso de temperaturas cada vez menores para obter o congelamento da água.

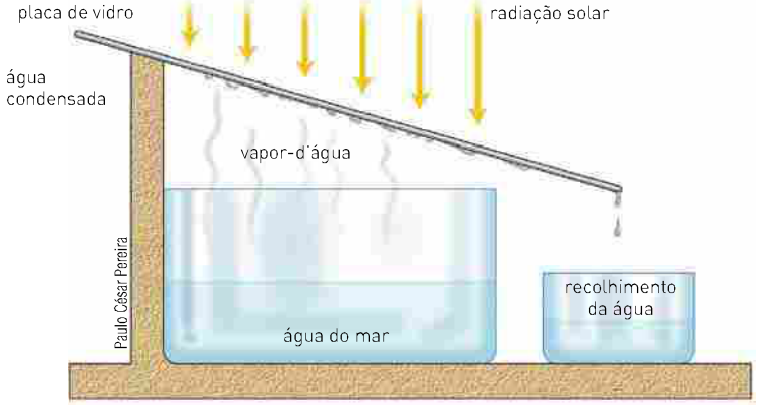
Destilação

É o mais antigo e o mais usado dos processos que permitem obter água potável a partir da água do mar. Na destilação, o consumo de energia, para provocar a vaporização da água, é maior do que nos dois métodos anteriores.



Na destilação simples de sólidos dissolvidos em líquidos, a mistura é aquecida, e os vapores produzidos no balão de destilação passam pelo condensador, no qual são resfriados pela passagem de água corrente no tubo externo, condensam-se e são recolhidos no erlenmeyer. A parte sólida da mistura, por não ser volátil, não evapora e permanece no balão de destilação.

Atualmente, para se obter a destilação com um custo menor, pensa-se em usar o Sol como fonte de energia em equipamentos semelhantes ao mostrado na ilustração abaixo, porém ainda não existem equipamentos desse tipo em operação para a produção de água potável em larga escala.



Este equipamento é mais viável em regiões onde a iluminação solar é mais intensa e as temperaturas médias são elevadas.

Para ir além

1. Tanto na solidificação quanto na destilação, a água é separada do soluto por uma diferença entre a temperatura de congelamento e a de ebulição do solvente e do soluto. Explique como essa diferença favorece a separação.
2. Além da radiação solar, a umidade relativa do ar poderia ajudar na produção de água pura na destilação. Justifique a afirmação.
3. A obtenção de água doce é uma preocupação constante quando se pensa na manutenção da vida humana. No planeta Terra, somente cerca de 3% de toda a água existente é doce. Desses 3% apenas 1% é potável. Para disponibilizar mais água potável, os países têm investido bastante em tecnologias, como os aparelhos dessalinizadores, capazes de transformar a água do mar em água doce.

Em todo o mundo há por volta de 4 700 dessalinizadores. Desses, cerca de 600 estão no Brasil. Entretanto, tal tecnologia ainda é muito cara, o que inviabiliza sua utilização em grande escala. Com base no texto e em seu conhecimento prévio, responda às questões abaixo.

a) Por que a água salgada é imprópria para o consumo?

b) Levando em consideração os aparelhos dessalinizadores e os três métodos de purificação da água citados no texto, compare as principais limitações desses métodos.

c) A osmose reversa não envolve mudança de estado físico. Qual variável deve ser controlada para que a osmose reversa seja realizada com sucesso?

AFP Photo/Roslan Rahman

Os dessalinizadores, como o da fotografia acima, retiram o excesso de sais da água por meio da osmose reversa, transformando-a em água potável.

Exercícios resolvidos

1. Foi preparada uma solução pela adição de 1,0 grama de hemoglobina em água suficiente para produzir 0,10 L de solução. Sabendo que a pressão osmótica (π) dessa solução é 2,75 mmHg, a 20 °C, calcule a massa molar da hemoglobina. ($R = 62{,}3\ mmHg \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

Solução

$$\pi = \mathcal{M}RT \Rightarrow \pi = \frac{m_1}{M_1 \cdot V(L)}RT \Rightarrow M_1 = \frac{m_1}{\pi \cdot V(L)}R \cdot T$$

$$M_1 = \frac{1{,}0\ g \cdot 62{,}3\ \cancel{mmHg} \cdot \cancel{L} \cdot \cancel{K^{-1}} \cdot mol^{-1} \cdot 293\ \cancel{K}}{2{,}75\ \cancel{mmHg} \cdot 0{,}10\ \cancel{L}} \Rightarrow \boxed{M_1 = 6{,}7 \cdot 10^4\ g \cdot mol^{-1}}$$

2. (PUC-SP) O enxofre coloidal apresenta micelas formadas pela reunião de um número elevado de moléculas S_8. Preparam-se 100 mL de um sistema que contém 10,4065 g de enxofre disperso em água. A pressão osmótica a 27 °C de tal sistema coloidal é igual a 0,0100 atm. Pede-se o número de unidades S_8 que formam a micela do coloide.

Dados: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; massa molar do $S_8 = 256$ g/mol.

Solução

Substituindo os dados na expressão $\pi = \mathcal{M}RT$, descobriremos a massa molar da micela (conjunto de moléculas de S_8, onde $(S_8)_n$ = micela).

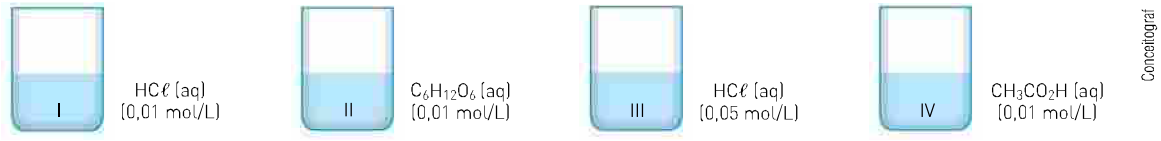
$$\pi = \frac{m_1}{M_1 \cdot V(L)}RT, \text{ onde: } M_1 = \text{massa de micela} = \frac{m_1RT}{V(L) \cdot \pi}$$

$$M_1 = \frac{10{,}4065\ g \cdot 0{,}082\ \cancel{atm} \cdot \cancel{L} \cdot mol^{-1} \cdot \cancel{K^{-1}} \cdot 300\ \cancel{K}}{0{,}1\ \cancel{L} \cdot 0{,}01\ \cancel{atm}} \Rightarrow M_1 = 256\,000\ g/mol$$

$$\left.\begin{array}{l} 1 \text{ unidade de } S_8 \text{ —— } 256\ g \\ n \text{ —— } 256\,000\ g \end{array}\right\} \Rightarrow \boxed{n = 1\,000 \text{ unidades de } S_8}$$

3. A pressão osmótica (π) de uma solução corresponde à pressão externa necessária para garantir o equilíbrio entre a solução e o solvente puro separados por uma membrana semipermeável.

Considere as quatro soluções representadas a seguir:



Conceitograf

Indique a alternativa que melhor relaciona a pressão osmótica das quatro soluções.

a) $\pi_I < \pi_{II} < \pi_{III} < \pi_{IV}$
b) $\pi_I = \pi_{II} = \pi_{IV} < \pi_{III}$
c) $\pi_{II} < \pi_I = \pi_{IV} < \pi_{III}$
d) $\pi_{II} < \pi_{IV} < \pi_I < \pi_{III}$
e) $\pi_I < \pi_{IV} < \pi_{III} < \pi_{II}$

Solução

I. $HC\ell$ (aq) 0,01 mol/L
Considerando uma ionização total ($\alpha = 100\%$)

$$\underset{0,01\ mol/L}{HC\ell} \rightleftharpoons \underbrace{\underset{0,01\ mol/L}{H^+} + \underset{0,01\ mol/L}{C\ell^-}}_{0,02\ mol/L}$$

II. A glicose não sofre ionização

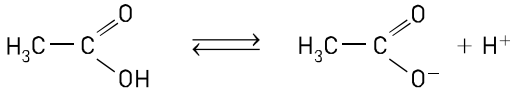
$$\underbrace{C_6H_{12}O_6\ (aq)}_{0,01\ mol/L} \longrightarrow \underbrace{C_6H_{12}O_6\ (aq)}_{0,01\ mol/L}$$

III. Considerando $\alpha = 100\%$

$$\underbrace{HC\ell\ (aq)}_{0,05\ mol/L} \rightleftharpoons H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$

$$\underbrace{0,05\ mol/L \quad 0,05\ mol/L}_{0,10\ mol/L}$$

IV. Ácido fraco $\alpha < 5\%$



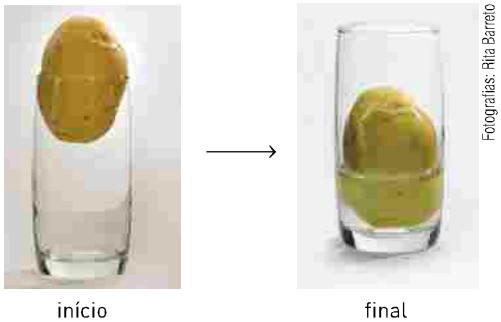
0,01 mol/L

a concentração de partículas dissolvidas está entre 0,01 mol/L e 0,02 mol/L

Como a pressão osmótica depende da concentração de íons na solução, temos:
$\pi_{II} < \pi_{IV} < \pi_I < \pi_{III}$
Resposta: *d*.

Exercícios fundamentais

1. Em uma batata, foi feito um furo até a metade de seu comprimento. Nele, foi colocado sal de cozinha, e a seguir a batata foi apoiada sobre a boca de um copo.


início final
Fotografias: Rita Barreto

Você pode explicar como a batata "entrou" no copo?

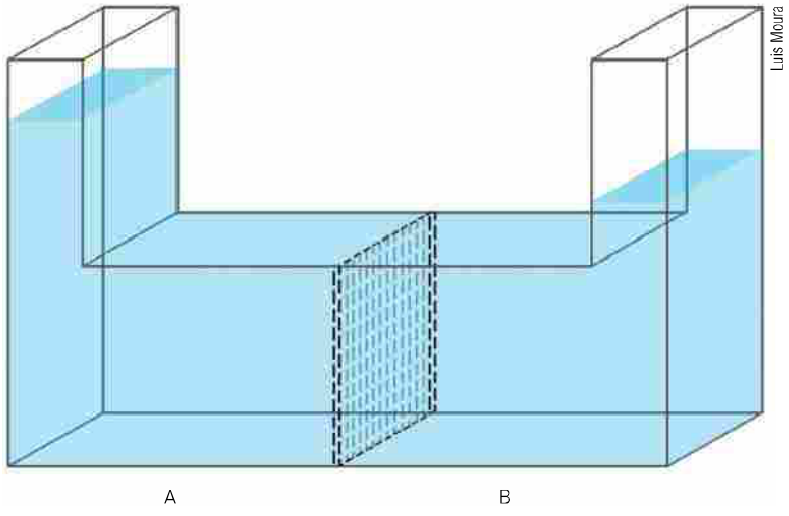
2. A preparação do bacalhau é feita recobrindo-se o peixe fresco com sal (NaCℓ).

Niels Poulsen/Alamy/Glow Images

Thinkstock/Getty Images

Responda aos itens:
I. O que acontece com a carne do bacalhau ao ser salgada?
II. E com bactérias e fungos que se depositam sobre a carne salgada do bacalhau?

3. A ilustração mostra o estado final de um sistema que contém no meio uma membrana semipermeável.



Quais das situações a seguir estariam de acordo com a ilustração no início do experimento?

I. água em *A* e água com açúcar em *B*;
II. água com açúcar em *A* e água em *B*;
III. solução aquosa 1 mol/L de NaCℓ em *A* e solução aquosa 0,1 mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$ em *B*;
IV. solução aquosa 0,1 mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$ em *A* e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCℓ em *B*;
V. solução aquosa 0,1 mol/L de NaCℓ em *A* e solução aquosa 0,1 mol/L de $CaC\ell_2$ em *B*;
VI. solução aquosa 0,1 mol/L de $CaC\ell_2$ em *A* e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCℓ em *B*.

4. Uma solução aquosa 0,30 mol/L de glicose pode ser administrada em uma injeção intravenosa, pois tem a mesma pressão osmótica que o sangue. Calcule a pressão osmótica dessa solução a 37 °C.

(R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1})

Testando seu conhecimento

1. (Uece) Os nossos ancestrais descobriram que a carne, quando era tratada com cloreto de sódio, ficava preservada do ataque bacteriano. Esse processo primitivo de conservação é usado até hoje e a conservação é por:

a) oxidorredução.
b) anticatálise.
c) ação bactericida.
d) osmose.

2. (UPE) Julgue os itens a seguir:

0 – 0 Um exame clínico realizado em um náufrago, que permaneceu à deriva em um bote salva-vidas por alguns dias, no mar, revelou sintomas graves de desidratação; é possível que a ingestão de água do mar tenha agravado o quadro clínico do náufrago.

1 – 1 Uma boa prática médica, especialmente levando-se em conta os aspectos econômicos, é hidratar um paciente por via intravenosa, com água destilada, isenta de sais minerais, já que os resultados são mais rápidos que por via oral.

2 – 2 A ascensão da seiva vegetal nos troncos das árvores é favorecida pela evaporação de água nas folhas das árvores.

3 – 3 Uma folha de alface em contato com molho de salada e vinagre torna-se cada vez mais fresca e viçosa, permanecendo por vários dias com um bom aspecto, mesmo fora da geladeira.

4 – 4 Células vermelhas do sangue, imersas em uma solução salina isotônica, não crescerão nem murcharão.

3. (Vunesp-SP) Quando um ovo é colocado em um béquer com vinagre (solução diluída de ácido acético), ocorre uma reação com o carbonato de cálcio da casca. Após algum tempo, a casca é dissolvida, mas a membrana interna ao redor do ovo se mantém intacta. Se o ovo, sem a casca, for imerso em água, ele incha. Se for mergulhado numa solução aquosa de cloreto de sódio (salmoura), ele murcha.

Explique, utilizando equações químicas balanceadas e propriedades de soluções, conforme for necessário, por que

a) a casca do ovo se dissolve no vinagre.

b) o ovo sem casca incha, quando mergulhado em água, e murcha, quando mergulhado em salmoura.

4. (PUCCamp-SP) Comparando-se as seguintes soluções aquosas, à mesma temperatura e todas de *igual* concentração em mol/L:

I. glicose II. sacarose III. cloreto de sódio IV. cloreto de cálcio

pode-se dizer que são isotônicas (exercem igual pressão osmótica) *somente*:

a) I e II. **c)** I e IV. **e)** III e IV.

b) I e III. **d)** II e III.

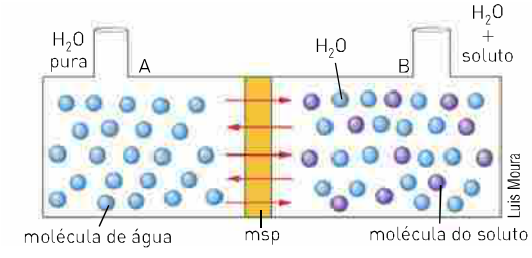
5. (Ufal) Tem-se três soluções aquosas à mesma temperatura:

- solução aquosa 0,30 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
- solução aquosa 0,15 mol/L de cloreto de sódio ($NaC\ell$);
- solução aquosa 0,10 mol/L de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$).

a) O que se pode afirmar em relação à pressão osmótica dessas soluções quando cada uma delas é posta em contato, através de membrana semipermeável, com o solvente puro? Justifique sua resposta.

b) Sob pressão de 1 atm essas soluções fervem a temperaturas diferentes da água pura, ou seja, 100 °C? Justifique sua resposta.

6. (UFRGS-RS) A figura a seguir representa um sistema de dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável (msp).

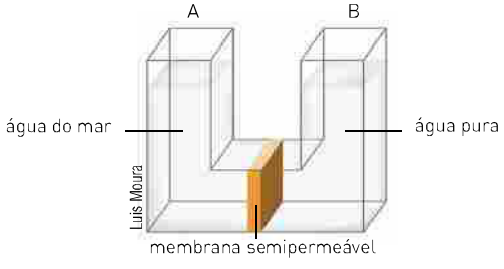


Com relação à figura, é correto afirmar que:

01. *A* e *B* contêm soluções isotônicas à mesma temperatura.
02. a passagem de moléculas do compartimento *A* para o *B*, através de msp, é denominada osmose.
04. msp permite a passagem de *A* para *B* e de *B* para *A* tanto de moléculas de H_2O quanto das de soluto.
08. aplicando-se uma pressão externa em *B* e supondo que nesse compartimento contenha água do mar, haverá um aumento de moléculas de H_2O no compartimento *A*.

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

7. (Ufscar-SP) Considere o dispositivo esquematizado a seguir, onde os ramos *A* e *B*, exatamente iguais, são separados por uma membrana semipermeável. Essa membrana é permeável apenas ao solvente água, sendo impermeável a íons e bactérias. Considere que os níveis iniciais dos líquidos nos ramos *A* e *B* do dispositivo são iguais e que durante o período do experimento a evaporação de água é desprezível.



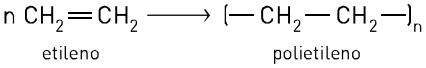
a) Algum tempo após o início do experimento, o que ocorrerá com os níveis das soluções nos ramos *A* e *B*? Justifique sua resposta.

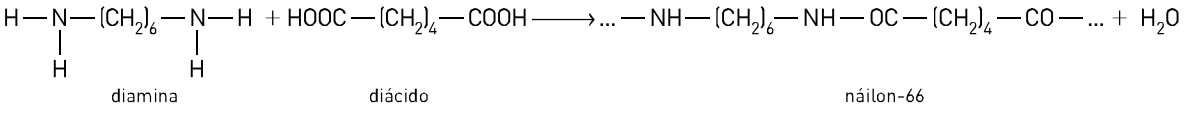
b) Utilizando esse dispositivo, é possível obter água potável a partir da água do mar aplicando-se uma pressão adicional sobre a superfície do líquido em um de seus ramos. Em qual ramo do dispositivo deverá ser aplicada essa pressão? Discuta qualitativamente qual deverá ser o valor mínimo dessa pressão. Justifique suas respostas.

8. (Faap-SP) A solução de um polímero, contendo 0,020 g de soluto por grama de água, apresenta pressão osmótica $2{,}0 \cdot 10^{-3}$ atm à temperatura de 20 °C. Determine a massa molecular do referido polímero.

Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

9. (Unifesp) Os polímeros fazem parte do nosso cotidiano e suas propriedades, como temperatura de fusão, massa molar, densidade, reatividade química, dentre outras, devem ser consideradas na fabricação e aplicação de seus produtos. São apresentadas as equações das reações de obtenção dos polímeros polietileno e náilon-66.





A medida experimental da massa molar de um polímero pode ser feita por osmometria, técnica que envolve a determinação da pressão osmótica (π) de uma solução com uma massa conhecida de soluto. Determine a massa molar de uma amostra de 3,20 g de polietileno (PE) dissolvida em um solvente adequado, que em 100 mL de solução apresenta pressão osmótica de $1{,}64 \cdot 10^{-2}$ atm a 27 °C.

Dados:

$\pi = iRTM$, onde i (fator de Van't Hoff) = 1

$R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

T = temperatura Kelvin

M = concentração em $mol \cdot L^{-1}$

10. (Unicamp-SP) As informações contidas na tabela a seguir foram extraídas de rótulos de bebidas chamadas "energéticas", muito comuns atualmente.

Cada 500 mL contém	
valor energético	140 cal
carboidratos (sacarose)	35 g
sais minerais	0,015 mol*
proteínas	0 g
lipídios	0 g

* Valor calculado a partir do rótulo.

A pressão osmótica (π) de uma solução aquosa de íons e/ou de moléculas pode ser calculada por símbolo $= \mathcal{M} \cdot R \cdot T$. Essa equação é semelhante àquela dos gases ideais. $\mathcal{M}$ é a concentração, em mol/L, de partículas (íons e moléculas) presentes na solução. O processo de osmose que ocorre nas células dos seres vivos, inclusive nas do ser humano, deve-se, principalmente, à existência da pressão osmótica. Uma solução aquosa 0,15 mol/L de NaCℓ é chamada de isotônica em relação às soluções contidas nas células do homem, isto é, apresenta o mesmo valor de pressão osmótica que as células do corpo humano. Com base nessas informações e admitindo $R = 8{,}3\ kPa \cdot L/mol \cdot K$:

(Nota do autor: kPa é o símbolo para quilopascal.)

a) Calcule a pressão osmótica em uma célula do corpo humano onde a temperatura é 37 °C.

b) A bebida do rótulo é isotônica em relação às células do corpo humano? Justifique. Considere que os sais adicionados são constituídos apenas por cátions e ânions monovalentes.

Aprofundando seu conhecimento

1. (Enem-MEC) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCℓ (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas.

A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCℓ tem, como consequência, a

a) absorção de íons Na^+ sobre a superfície da célula.

b) difusão rápida de íons Na^+ para o interior da célula.

c) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.

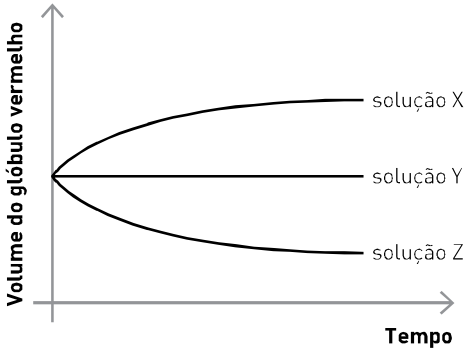
d) transferência de íons Na^+ da célula para a solução.

e) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

2. (UEM-PR) Ao se preparar uma salada de folhas de alface, utilizando sal e vinagre, devemos temperá-la e comê-la imediatamente, pois, ao ser deixada em repouso por alguns minutos, as folhas de alface murcham, dando à salada um aspecto indesejado. Considerando o exposto, é correto dizer que o fato pode ser explicado

01. pelo efeito ácido do vinagre, que contém ácido acético, que é um ácido forte que "queima" as folhas do alface fazendo-as murchar.
02. pelo efeito do calor liberado pela dissolução do sal no vinagre.
04. pelo efeito osmótico, no qual ocorre um movimento da água contida nas folhas da alface para a solução resultante do tempero.
08. pelo efeito de tonoscopia, no qual ocorre um abaixamento da pressão máxima de vapor da água contida nas folhas da alface.
16. pelo aumento da pressão osmótica no interior das células da folha da alface, que aumentam de volume até se romperem, levando ao murchamento das folhas.

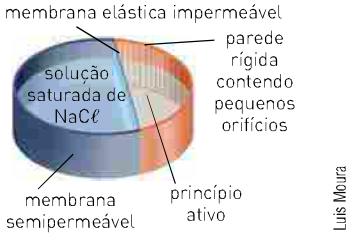
3. (Fuvest-SP) A porcentagem em massa de sais no sangue é de aproximadamente 0,9%. Em um experimento, alguns glóbulos vermelhos de uma amostra de sangue foram coletados e separados em três grupos. Foram preparadas três soluções, identificadas por X, Y e Z, cada qual com uma diferente concentração salina. A cada uma dessas soluções foi adicionado um grupo de glóbulos vermelhos. Para cada solução, acompanhou-se, ao longo do tempo, o volume de um glóbulo vermelho, como mostra o gráfico ao lado.



Com base nos resultados desse experimento, é correto afirmar que

a) a porcentagem em massa de sal, na solução Z, é menor do que 0,9%.
b) a porcentagem em massa de sal é maior na solução Y do que na solução X.
c) a solução Y e a água destilada são isotônicas.
d) a solução X e o sangue são isotônicos.
e) a adição de mais sal à solução Z fará com que ela e a solução X fiquem isotônicas.

4. Os medicamentos de ação prolongada, conhecidos por *time-release*, liberam o princípio ativo no organismo a uma velocidade constante. Assim, a qualquer instante a concentração do princípio ativo liberado não é tão elevada a ponto de causar danos nem tão baixa a ponto de ser ineficiente. O esquema abaixo representa uma pílula desse tipo de medicamento.



Considerando que, após a ingestão, essa pílula estava em meio aquoso, explique o funcionamento desse tipo de medicamento.

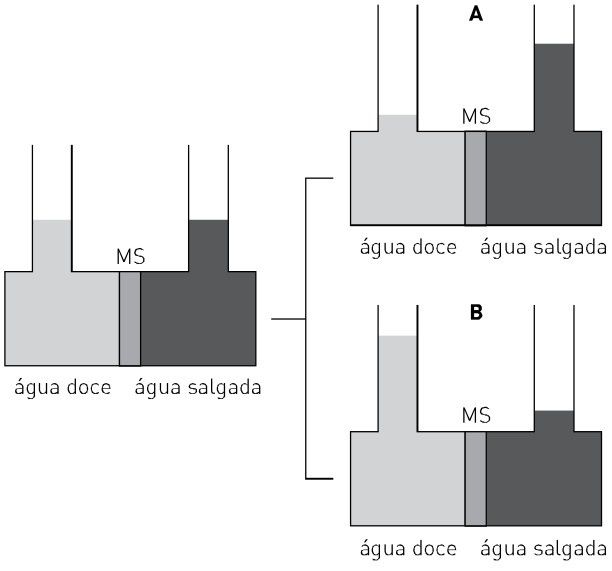
5. (PUC-SP) Os medicamentos designados por *A*, *B*, *C* e *D* são indicados para o tratamento de um paciente. Adicionando-se água a cada um desses medicamentos, obtiveram-se soluções que apresentaram as seguintes propriedades.

	Soluções de
solúveis no sangue	*A*, *B*, *C*
iônicas	*A*, *B*
moleculares	*C*, *D*
pressão osmótica igual à do sangue	*A*, *C*
pressão osmótica maior que a do sangue	*B*, *D*

Indique a alternativa que só contém os medicamentos que poderiam ser injetados na corrente sanguínea sem causar danos:

a) *A*, *B*, *C* e *D* **b)** *A*, *B* e *D* **c)** *B*, *C* e *D* **d)** *B* e *D* **e)** *A* e *C*

6. (UFPB) A escassez de água própria para o consumo humano tem provocado a busca pelo aproveitamento das águas de oceanos e mares. Para aproveitamento da água salgada, foram desenvolvidos equipamentos de dessalinização que se baseiam na aplicação da osmose reversa. Esses equipamentos têm permitido que bilhões de litros de água potável sejam produzidos anualmente no mundo inteiro. Por definição, a osmose é a passagem de um solvente através de uma membrana semipermeável (MS). Os processos de osmose e osmose reversa estão representados na figura abaixo. Considerando essas informações e observando a figura, verifica-se:



a) Em A e B, os sais conseguem atravessar a membrana semipermeável.
b) Em A, o fluxo através da membrana ocorreu no sentido da água salgada para a água doce.
c) Em A, a concentração de sais na água salgada foi aumentada.
d) Em B, o fluxo de água, no sentido da água salgada para água doce, exigiu aplicação de pressão externa.
e) Em A, está representado o processo que ocorre nos dessalinizadores.

7. (UPE) Leia.

— Bom dia, disse um senhor ao se sentar em um banco de um quiosque à beira-mar.

Depois, ele pediu:

— Um caldinho de feijão, uma porção de salada, uma caipirinha e um pão de alho.

Enquanto saboreava o seu pedido, puxou uma conversa com o pessoal e, ao longo do papo, fez os comentários indicados a seguir:

I. As verduras de uma salada temperada com sal tendem a perder água e a murchar por causa do efeito osmótico.

II. O açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) adicionado nessa bebida é batido com cachaça, fatias de limão e gelo. Além de adoçá-la, por osmose, ele auxilia na extração do suco da fruta.

III. O fermento biológico utilizado na preparação de pães, como esse, tem, em sua composição, bicarbonato de sódio, que libera CO_2 no aquecimento do produto e faz a massa crescer.

IV. O uso de panela de pressão faz, na produção do caldinho, o cozimento do feijão ser mais rápido, porque, ao se aumentar a pressão do sistema, ocorre a redução do ponto de ebulição da água.

Após consumir todos os produtos, o cliente perguntou ao dono do quiosque:

— Gostou da aula? Como sabe, estou me preparando para entrar na universidade. (E emendou ...) Posso deixar no pendura, dessa vez?

O dono do bar sorriu de ladinho e disse:

— Eu até poderia deixar no fiado, principalmente pelo fato de o senhor, como sempre, só ter tomado uma caipirinha. Mas, como nem todas essas suas afirmativas estão corretas, ou o senhor paga a conta ou chamo aquele policial ali! (E deu uma risada.)

Depois, pegou uns livros, pediu que uma pessoa da cozinha assumisse o quiosque e, sorrindo, falou para o cliente:
— Até mais, te espero na universidade. Boa sorte!

Quais dos comentários do cliente do quiosque, citados acima, estão *corretos*?

a) I e II.
b) I e III.
c) I e IV.
d) II e III.
e) II e IV.

8. (Unifesp) Uma solução aquosa contendo 0,9% de NaCℓ (chamada de soro fisiológico) e uma solução de glicose a 5,5% são isotônicas (apresentam a mesma pressão osmótica) com o fluido do interior das células vermelhas do sangue e são usadas no tratamento de crianças desidratadas ou na administração de injeções endovenosas.

a) Sem calcular as pressões osmóticas, mostre que as duas soluções são isotônicas a uma mesma temperatura.

b) Um laboratorista preparou por engano uma solução de NaCℓ, 5,5% (em vez de 0,9%). O que deve ocorrer com as células vermelhas do sangue se essa solução for usada em uma injeção endovenosa? Justifique.

Dados:

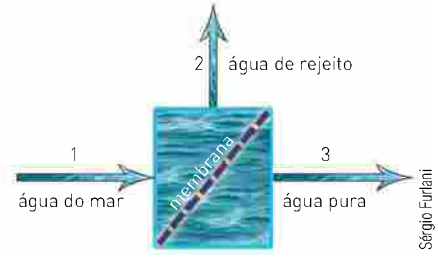
- As porcentagens se referem à relação massa/volume.
- Massas molares em g/mol:

  NaCℓ ———— 58,5

  Glicose ———— 180

9. (UFRJ) Água potável pode ser obtida pelo bombeamento de água do mar contra uma membrana semipermeável que permite somente a passagem de parte da água, de acordo com o diagrama a seguir.

Por esse processo, obtém-se uma corrente de água pura e outra de rejeito, concentrada em sal.



Disponha as correntes aquosas 1, 2 e 3 em ordem crescente de temperaturas de congelamento à pressão atmosférica. Justifique sua resposta.

10. (Uerj) Para evitar alterações nas células sanguíneas, como a hemólise, as soluções utilizadas em alimentação endovenosa devem apresentar concentrações compatíveis com a pressão osmótica do sangue.

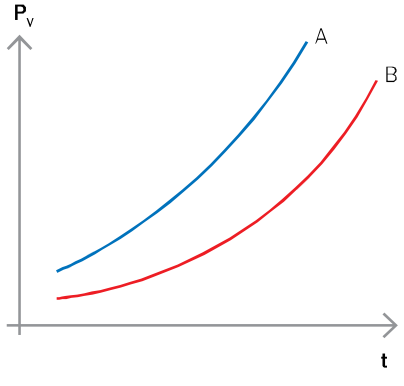
Foram administradas a um paciente, por via endovenosa, em diferentes períodos, duas soluções aquosas, uma de glicose e outra de cloreto de sódio, ambas com concentração igual a 0,31 mol · L^{-1} a 27 °C.

Considere que:

- a pressão osmótica do sangue, a 27 °C, é igual a 7,62 atm;
- a solução de glicose apresenta comportamento ideal;
- o cloreto de sódio encontra-se 100% dissociado.

a) Calcule a pressão osmótica da solução de glicose e indique a classificação dessa solução em relação à pressão osmótica do sangue.

b) As curvas de pressão de vapor (P_V) em função da temperatura (t) para as soluções de glicose e de cloreto de sódio são apresentadas no gráfico ao lado. Aponte a curva correspondente à solução de glicose e justifique sua resposta.



11. (Unicamp-SP) A população humana tem crescido inexoravelmente, assim como o padrão de vida. Consequentemente, as exigências por alimentos e outros produtos agrícolas têm aumentado enormemente e hoje, apesar de sermos mais de seis bilhões de habitantes, a produção de alimentos na Terra suplanta nossas necessidades. Embora um bom tanto de pessoas ainda morra de fome e um outro tanto morra pelo excesso de comida, a solução da fome passa, necessariamente, por uma mudança dos paradigmas da política e da educação.

Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química. Sejamos críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem proporcionado à melhoria e continuidade da vida.

No mundo do agronegócio, a criação de camarões, no interior do Nordeste brasileiro, usando águas residuais do processo de dessalinização de águas salobras, tem se mostrado uma alternativa de grande alcance social. A dessalinização consiste num método chamado de osmose inversa, em que a água a ser purificada é pressionada sobre uma membrana semipermeável, a uma pressão superior à pressão osmótica da solução, forçando a passagem de água pura para o outro lado da membrana. Enquanto a água dessalinizada é destinada ao consumo de populações humanas, a água residual (25% do volume inicial), em que os sais estão concentrados, é usada para a criação de camarões.

a) Supondo que uma água salobra que contém inicialmente 10 000 mg de sais por litro sofra a dessalinização conforme descreve o texto, calcule a concentração de sais na água residual formada em $mg \cdot L^{-1}$.

b) Calcule a pressão mínima que deve ser aplicada, num sistema de osmose inversa, para que o processo referente ao item *a* anterior tenha início. A pressão osmótica π de uma solução pode ser calculada por uma equação semelhante à dos gases ideais, onde *n* é o número de mols de partículas por litro de solução. Para fins de cálculos, suponha que todo o sal dissolvido na água salobra seja cloreto de sódio e que a temperatura da água seja de 27 °C. Dado: constante dos gases, $R = 8314\ kPa \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

c) Supondo que toda a quantidade (em mol) de cloreto de sódio no item *b* tenha sido substituída por uma quantidade igual (em mol) de sulfato de sódio, pergunta-se: a pressão a ser aplicada na osmose à nova solução seria maior, menor ou igual à do caso anterior? Justifique sua resposta.

12. (UEG-GO)

> Encontrei uma preta que estava a chorar, pedi-lhe uma lágrima para analisar. Recolhi-a com todo cuidado num tubo de ensaio bem esterilizado. Olhei-a de um lado, do outro e de frente: tinha um ar de gota muito transparente. Mandei vir os ácidos, as bases e os sais, as drogas usadas em casos que tais. Ensaiei a frio, experimentei ao lume, de todas as vezes deu-me o que é costume: nem sinais de negro, nem vestígios de ódio. Água (quase tudo) e cloreto de sódio.
>
> Gedeão, António. Lágrima de preta. In: *Máquina de fogo*. Coimbra, 1961.

Considerando que Gedeão disponha de amostra suficiente de lágrima, que a constante dos gases ideais valha $0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ e que o fator de Van't Hoff (i) seja igual a 2, é *correto* afirmar:

a) Considerando que o sangue apresenta pressão osmótica média igual a 8,2 atm a 300 K, para que a lágrima se torne isotônica com ele, a concentração de NaCℓ deverá estar entre 0,16 e 0,17 $mol \cdot L^{-1}$.

b) No trecho "Ensaiei a frio, experimentei ao lume", o poeta deve ter verificado pontos de fusão e ebulição superiores aos da água pura, nas mesmas condições de pressão. Comportamento diferente teria sido observado caso o soluto fosse substituído por um não eletrólito, como a glicose.

c) Caso Gedeão desejasse obter água pura por destilação, necessariamente deveria empregar uma destilação fracionada, pois a pressão de vapor torna-se menor com a presença do NaCℓ.

d) Gedeão poderia separar a água do NaCℓ por "osmose reversa", usando uma membrana semipermeável para separar dois compartimentos, o primeiro contendo solvente puro e o segundo, a solução. No processo, ao aplicar uma pressão inferior à osmótica do lado da solução, ocorre migração das moléculas do solvente, através da membrana, do meio mais concentrado para o menos concentrado.

13. (UPE) A pressão osmótica de uma solução a 27,36% em massa de sacarose de densidade 1,25 g/mL a 27 °C é:

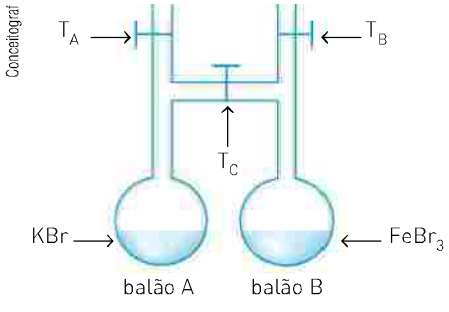
Dados: Massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; O = 16. Constantes dos gases: $R = 0{,}082\ L \cdot atm/mol \cdot K$.

a) 18,4 atm. **c)** 14,6 atm. **e)** 24,6 atm.

b) 22,4 atm. **d)** 16,3 atm.

14. (IME-RJ) Uma solução aquosa 0,28 mol/L de glicose é isotônica em relação a uma solução aquosa 0,10 mol/L de um cloreto de metal alcalinoterroso, na mesma temperatura. Calcule o grau de dissociação aparente do sal.

15. (ITA-SP) Na figura abaixo, o balão *A* contém 1 litro de solução aquosa 0,2 mol/L em KBr, enquanto o balão *B* contém 1 litro de solução aquosa 0,1 mol/L de $FeBr_3$. Os dois balões são mantidos na temperatura de 25 °C. Após a introdução das soluções aquosas de KBr e de $FeBr_3$, as torneiras T_A e T_B são fechadas, sendo aberta a seguir a torneira T_C.



As seguintes afirmações são feitas a respeito do que será observado *após o estabelecimento do equilíbrio*.

I. A pressão osmótica das duas soluções será a mesma.
II. A pressão de vapor da água será igual nos dois balões.
III. O nível do líquido no balão *A* será maior do que o inicial.
IV. A concentração da solução aquosa de $FeBr_3$ no balão *B* será maior do que a inicial.
V. A molaridade do KBr na solução do balão *A* será igual à molaridade do $FeBr_3$ no balão *B*.

Qual das opções abaixo contém apenas as afirmações *corretas*?

a) I e II.
b) I, III e IV.
c) I, IV e V.
d) II e III.
e) II, III, IV e V.

QUÍMICA E MEDICINA

Hemodiálise

Nosso organismo retira dos alimentos os nutrientes necessários à vida e, durante esse processo, são produzidos resíduos tóxicos, como a ureia, que devem ser eliminados. Esses resíduos normalmente são eliminados pelos rins; porém, pessoas que apresentam mau funcionamento renal devem ser submetidas a sessões de hemodiálise para a eliminação desses resíduos.

O processo de diálise assemelha-se à osmose, diferindo pelo fato de tanto o solvente (água) como as pequenas partículas dos solutos (entre elas, os resíduos) serem capazes de atravessar as membranas semipermeáveis utilizadas. Na osmose, ocorre apenas a passagem do solvente.

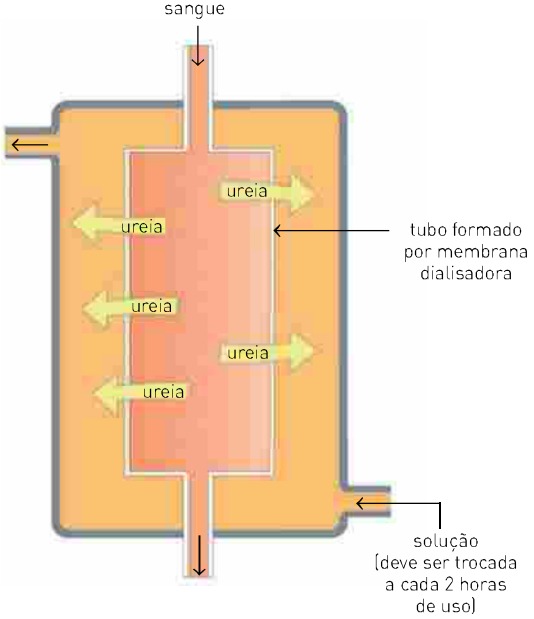
Na hemodiálise, o sangue é bombeado por meio de um tubo formado por uma membrana dialisadora. Essa membrana encontra-se imersa em solução que contém muitos componentes do plasma sanguíneo (glicose, $NaC\ell$, $NaHCO_3$, $KC\ell$ etc.) na concentração em que nele são encontrados.

No início da hemodiálise, o líquido fora da membrana é formado pelo solvente puro (água). Conforme os íons passam para fora da membrana, a concentração de solutos na água aumenta, o que aumenta a pressão osmótica dessa solução externa. Por esse motivo, deve-se trocar periodicamente essa solução por solvente puro.

As células sanguíneas, as proteínas e outros componentes importantes do sangue, por serem maiores que os poros da membrana, não conseguem atravessá-la. Porém, os resíduos tóxicos conseguem passar para a solução através da qual serão eliminados do organismo.

Cada sessão de hemodiálise pode levar, em média, de 4 a 7 horas para ser realizada.

Ken Welsh/Design Pics/Corbis/Latinstock

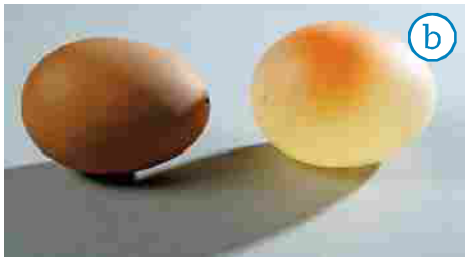


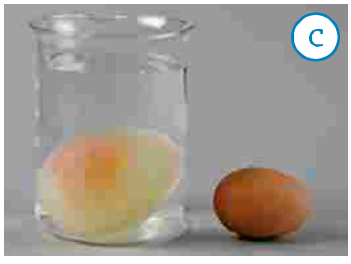
INTEGRANDO CONCEITOS

Casca do ovo

Quando um ovo é colocado em uma solução aquosa de ácido acético (CH_3COOH), a sua casca é totalmente consumida (fotografia *a*) e a sua membrana permanece intacta (fotografia *b*).

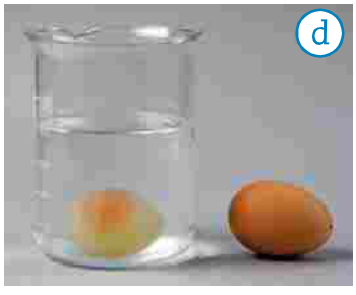
Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next





O ovo com sua membrana intacta, sem a casca, será imerso em água (fotografia *c*).

Outro ovo sem a casca e com a membrana intacta é colocado em uma solução aquosa concentrada de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), de concentração 50% em massa (fotografia *d*).



Reflita sobre o texto

A respeito dos experimentos, responda:

1. O que evidencia a ocorrência da reação entre a casca do ovo e o ácido?
2. Em seu caderno, escreva o nome e dê a fórmula do sal que compõe a casca do ovo.
3. Equacione a reação entre a casca do ovo e o ácido.
4. Como você classifica a membrana que envolve o ovo?
5. O conteúdo no interior do ovo, em relação à água, é classificado como isotônico, hipotônico ou hipertônico?
6. Como você pode explicar que na fotografia *c* o volume do ovo aumentou?
7. Como você explica o que aconteceu com o ovo da fotografia *d*?
8. (UFMG) Realizou-se um experimento com um ovo cru e um copo contendo vinagre, como descrito nestas quatro figuras:

Lettera Studio

O ovo afunda no vinagre.

Observa-se formação imediata de bolhas.

Após alguns minutos, o ovo flutua.

Dias depois, as bolhas desaparecem; resta uma fina película em volta da clara e da gema; o ovo afunda.

Sabe-se que a casca do ovo é constituída por carbonato de cálcio e que o vinagre é uma solução aquosa de ácido acético. Considerando-se essas informações, é *correto* afirmar que:

a) o ovo afunda, ao final do experimento, porque, sem a casca, ele se torna menos denso que a solução.
b) a quantidade de ácido acético diminui durante o experimento.
c) as bolhas são formadas pela liberação de gás hidrogênio.
d) o pH da solução utilizada diminui ao longo do experimento.

> *Se a concentração $[H^+]$ diminui, o pH aumenta.*

UNIDADE

3 Termoquímica

No século XIX, o calor era entendido como um fluido chamado **calórico**, que passava de uma substância quente para outra, mais fria. Sadi Carnot (1796-1832) acreditava que o trabalho era proveniente do fluxo de calórico, como a água que gira um moinho. Alguns resultados de Carnot sobreviveram, mas hoje sabemos que o calórico é um mito.

Quase três décadas depois de Carnot ter proposto suas ideias, em meados do século XIX, o físico inglês James Joule mudou o curso da ciência ao mostrar que o calor e o trabalho são duas formas de energia equivalentes, ambas capazes de mudar a energia de um sistema que, se fechado, deve permanecer constante.

A termodinâmica, do grego *therme* (calor) e *dynamis* (movimento), desenvolveu-se em decorrência das necessidades da Revolução Industrial e é essencial para a Química porque explica, em termos de energia, os motivos pelos quais as reações ocorrem. Ela permite prever a quantidade de calor que as reações liberam ou absorvem e também prever se a reação será espontânea, além da proporção de reagentes e produtos, caso esteja no estado de equilíbrio.

dbimages/Alamy/Other Images

As rodas-d'água geralmente são usadas para irrigação e geração de energia. Em algumas fazendas brasileiras, essas rodas eram usadas para acionar um moinho de milho para fazer fubá ou um engenho de cana, usado em alambiques.

Ideias iniciais

- A termoquímica, que dá título a esta unidade, é um ramo da termodinâmica e poderia também ser chamada termodinâmica química. Ela se ocupa especificamente do estudo da energia envolvida nas transformações químicas na forma de trabalho e calor. Com base nos conhecimentos que você já tem, discuta com seus colegas sobre exemplos de reações, extraídos de fenômenos naturais e do dia a dia, em que há liberação ou absorção de calor.
- De acordo com o texto, a termodinâmica desenvolveu-se para atender à demanda da Revolução Industrial. Esse é um exemplo bastante claro da profunda ligação entre ciência, tecnologia e sociedade. Pense em outros exemplos e discuta com seus colegas.

CAPÍTULO 8

Poder calórico dos alimentos

Em uma dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser igual à necessária para a manutenção do nosso organismo. Portanto, os alimentos são a fonte de energia necessária para manter os processos vitais, a temperatura corpórea, os movimentos musculares, a produção de novas células etc. Se ingerirmos uma quantidade de alimento superior à necessária, o excesso será transformado em tecido gorduroso (adiposo), provocando aumento de "peso".

Os valores energéticos dos alimentos são estimados em função das suas porcentagens de **carboidratos**, **proteínas** e **gorduras**.

Maximilian Stock/Stockfood/Latinstock

Carboidratos = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.

Photolibrary/Getty Images

Proteínas = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.

A energia consumida pelo organismo pode ser dividida de maneira rudimentar em duas categorias:

- **Energia metabólica** — É a responsável pela manutenção da vida. Para uma pessoa com 70 kg, de 20 anos de idade, do sexo masculino, o valor estimado é de 7 500 kJ/dia.
- **Atividade muscular** — Dependendo do modo de vida, a energia consumida em atividades musculares varia de 50 a 100% do valor da energia metabólica. Se a única atividade de um indivíduo é o estudo, ele consome o equivalente a 50% do valor da energia metabólica.

Rita Barreto

Gorduras = 38 kJ/g ou 9,0 kcal/g.

Para manter o "peso", a quantidade de energia ingerida nos alimentos deve ser 700 kJ, aproximadamente, maior do que a consumida pelo organismo. Essa diferença refere-se à energia necessária para manter os fluidos do corpo em movimento e recebe o nome de **balanço energético**.

Uma dieta balanceada deve ser constituída por alimentos ricos em carboidratos, proteínas e gorduras, os quais devem ser consumidos em diferentes proporções.

Nossas necessidades diárias de proteínas são de aproximadamente 0,8 g por quilograma de massa corpórea, ou seja, uma pessoa de 70 kg deve ingerir 56 g diários desses compostos. Um bife médio, por exemplo, contém em média 20 g de proteínas.

Nosso corpo também precisa de gorduras, que respondem por cerca de 25% das necessidades diárias de calorias. Uma pessoa de 70 kg necessita consumir aproximadamente 72 g diários de gorduras, as quais são obtidas a partir de diversos alimentos, como carnes, ovos, leite, queijos e óleos comestíveis.

Os carboidratos, por sua vez, são responsáveis por cerca de 60% da energia necessária ao bom funcionamento do nosso organismo. Em média, uma pessoa precisa consumir diariamente 660 g desses compostos. Pães, bolachas, frutas, massas e açúcar são alguns exemplos de alimentos ricos em carboidratos.

> ***Guia alimentar para a população brasileira:*** *promovendo a alimentação saudável. Ministério da Saúde, 2005. Um extenso material de consulta sobre alimentação saudável, aspectos sanitários etc. Disponível em: <http://dtr2001.saude.gov.br/editora/produtos/livros/pdf/05_1109_M.pdf>.*

> ***Guia alimentar:*** *como ter uma alimentação saudável (edição de bolso). Disponível em: <http://bvsms.saude.gov.br/bvs/publicacoes/guia_alimentar_alimentacao_saudavel.pdf>.*

Acessos em: 5 mar. 2014.

QUÍMICA E SAÚDE

É preciso repor a energia gasta

A prática de qualquer esporte, além de ser importante e fundamental para manter uma boa saúde, implica consumo (gasto) de energia.

Nem sempre é fácil avaliar a quantidade de energia consumida em determinada prática esportiva. Só para você ter uma ideia, vai aqui um exemplo: para levantar um peso de massa igual a 1,0 kg até a altura de 1 m acima do solo, um halterofilista gasta uma energia correspondente a 10 J.

Há um diferente consumo de energia na prática de cada tipo de esporte, durante determinado tempo. Eis alguns exemplos da energia aproximada que é gasta em alguns esportes:

- caminhada: 1 100 kJ/h;
- voleibol: 1 400 kJ/h;
- tênis: 1 900 kJ/h;
- futebol: 2 200 kJ/h;
- corrida: 2 600 kJ/h.

Duomo/Corbis/Latinstock

No halterofilismo, o levantamento de peso resulta em um grande gasto calórico.

Para ir além

1. Pesquise em seu livro de Física, na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade os conceitos de:
   a) energia cinética.
   b) energia potencial.
   c) energia elástica.
   d) constante gravitacional.

2. O texto afirma que "para levantar um peso de massa igual a 1,0 kg até a altura de 1 m acima do solo, um halterofilista gasta uma energia correspondente a 10 J". Justifique esse valor e diga a qual energia ele se refere. Para isso, utilize as informações que você pesquisou na questão anterior e as fórmulas, fornecidas abaixo, das energias cinética, potencial e elástica, respectivamente:

$$E_C = \frac{m \cdot v^2}{2} \qquad E_P = m \cdot g \cdot h \qquad E_{P_{elástica}} = \frac{K \cdot x^2}{2}$$

Dado: $1\ J = 1\ kg \cdot m^2/s^2$.

COMO MEDIR A QUANTIDADE DE CALORIAS

Uma das maneiras de determinar a quantidade de energia (calorias) presente em um alimento consiste no emprego de uma aparelhagem denominada **calorímetro**, que mede a quantidade de calor liberada na queima (combustão) de uma amostra de alimento.

A amostra é colocada em uma câmara com oxigênio, chamada **câmara de combustão**, e, através de uma descarga elétrica, provocamos sua ignição. O calor liberado na combustão é absorvido pela água contida no calorímetro, a qual sofre aumento de temperatura. Conhecendo o aumento (variação) da temperatura e a massa da água, podemos calcular a quantidade de energia liberada na queima da amostra de alimento.

Uma das unidades mais comuns é a **caloria (cal)**.

1 caloria (cal): quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1,0 grama de água.

Vamos considerar como exemplo a queima de 1,0 g de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em um calorímetro que contenha 1000 g de água a uma temperatura inicial de 20 °C, sendo que, após a reação, a temperatura (final) da água é de 24 °C.

Admitindo que todo calor liberado na combustão foi absorvido pela água, a qual teve a sua temperatura elevada em 4 °C, temos:

elevar em 1 °C ⟶ 1 cal por grama de água

elevar em 4 °C ⟶ 4 cal por grama de água

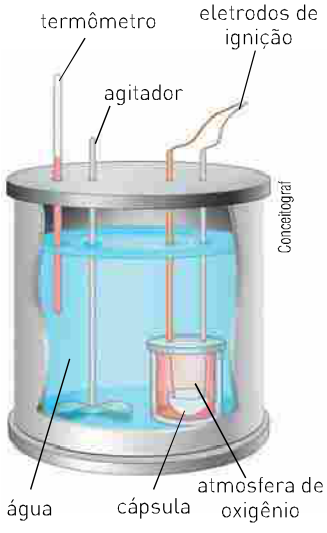
Logo:

$$1\text{ g de água} \xrightarrow{\text{absorve}} 4\text{ cal}$$

Como a massa total de água no calorímetro é de 1000 g, a energia total absorvida pela água é de 4000 cal ou 4,0 kcal.

Assim, a queima de 1,0 g de açúcar liberou 4000 cal ou 4,0 kcal; logo, o valor energético dessa massa de açúcar é de 4,0 kcal:

Valor energético do açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 4,0 kcal/g



Calorímetro de água.

Esse valor também pode ser calculado por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Nessa expressão:

- Q = quantidade de calor absorvido pela água;
- m = massa de água (em gramas);
- c = calor específico da água = 1 cal · g^{-1} · $°C^{-1}$;
- Δt = variação da temperatura ($t_{final} - t_{inicial}$).

No exemplo, temos:

- $m_{água}$ = 1000 g
- c = 1 cal · g^{-1} · $°C^{-1}$
- Δt = (24 − 20) °C = 4 °C

$$Q = 1000\ \cancel{g} \cdot 1\text{ cal} \cdot \cancel{g^{-1}} \cdot \cancel{°C^{-1}} \cdot 4\ \cancel{°C}$$

Q = 4000 cal ou 4,0 kcal

O Sistema Internacional de Unidades recomenda que se utilize o joule (J) ou o quilojoule (kJ) como unidade de medida da energia liberada ou absorvida em uma reação. A relação entre cal e joule é dada por:

1 cal ⟶ 4,18 J ou 1 kcal ⟶ 4,18 kJ

Assim:

Valor energético do açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) ⟶ 16,72 kJ/g

Exercício resolvido

(UEL-PR) No rótulo de uma garrafa de vinho encontramos as informações a seguir:

Informação nutricional (porção de 100 mL):

- Valor energético – 75,0 kcal
- Proteína – 0,375 g
- Carboidrato – 6,00 g
- Gordura – 0,00 g

Considerar que o carboidrato e a proteína fornecem, cada um, 4,00 kcal/g, o álcool fornece 7,00 kcal/g e que nenhum outro componente calórico está presente.

Dado: densidade do álcool é 0,790 g/mL.

Com base nas informações e nos conhecimentos, analise as afirmações.

I. O conteúdo de álcool em 100 mL de vinho fornece 49,5 kcal.

II. A quantidade de álcool em 1 000 mL de vinho fornece 66% do valor energético do vinho.

III. A massa de álcool em 1 000 mL de vinho é 7,07 g.

IV. O volume de álcool em 100 mL de vinho é 8,95 mL.

Indique a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

a) I e IV.
b) II e III.
c) III e IV.
d) I, II e III.
e) I, II e IV.

Solução

$$\underbrace{\text{volume de vinho}}_{\substack{\text{valor energético}\\ 75{,}0\ \text{kcal}}} \begin{cases} 0{,}375\ \text{g de proteína} \\ 6{,}00\ \text{g de carboidrato} \\ \text{álcool} \end{cases}$$

Vamos calcular o valor energético de cada componente.

1,0 g de proteína ou carboidrato ——— 4,00 kcal

6,375 g ——— x

x = 25,5 kcal

Como o valor energético total de 100 mL de vinho é igual a 75,0 kcal, subtraindo 25,5 kcal teremos o valor energético do álcool.

75,0 kcal – 25,5 kcal = 49,5 kcal

O valor 49,5 kcal corresponde ao valor energético do álcool, que é igual a 66%.

Sabemos que:

1,0 g de álcool —(fornece)— 7,0 kcal

x ——— 49,5 kcal

Portanto, x = 7,07 g de álcool presentes em 100 mL de vinho.

Para determinarmos o volume de álcool no vinho, aplicamos o conceito de densidade.

d = 0,79 g/mL

1 mL álcool ——— 0,79 g de álcool

x ——— 7,07 g de álcool

x = 8,95 mL de álcool em 100 mL de vinho

Alternativa correta: *e*.

Exercícios fundamentais

As tabelas a seguir devem ser utilizadas para a resolução dos exercícios de **1** a **4**.

VALOR ENERGÉTICO APROXIMADO DE ALGUNS ALIMENTOS COMUNS	
Alimento	**kJ/g**
vegetais verdes	1,0
cerveja	1,3
frutas cítricas	1,5
leite integral	2,2
iogurte	3,0
frango grelhado	6,0
pão	10,0
sorvete	11,0
bife grelhado	14,0
arroz	15,0
açúcar comum	17,0
batata frita	24,0
manteiga	30,0

ENERGIA CONSUMIDA APROXIMADA	
Tipo de exercício	**kJ/h**
caminhada	1 100
voleibol	1 400
tênis	1 900
futebol	2 200
corrida	2 600

1. Considere que durante um almoço você ingeriu:
- 100 g de verduras verdes
- 100 g de arroz
- 50 g de batatas fritas
- 50 g de frango grelhado
- 2 fatias de abacaxi (com 20 g cada uma)

Calcule o valor energético (calórico), em kJ e em kcal, fornecido por esse almoço.

2. Em relação ao exercício **1**, determine quantos minutos você teria de caminhar para consumir a mesma quantidade de energia fornecida pelo almoço.

3. Uma pessoa, logo ao acordar, foi correr durante meia hora, consumindo certa quantidade de energia. No café da manhã, ela resolve repor a mesma quantidade de energia consumida na corrida, comendo pão com manteiga (1 pão de 50 g + 5,0 g de manteiga). Calcule a quantidade de pão com manteiga que ela deverá ingerir.

4. Uma dieta alimentar de 6 000 kJ estava sendo seguida por uma pessoa. Durante uma refeição, ela ingeriu alimentos cujo valor energético era de 9 000 kJ. Para consumir o excesso, ela resolveu jogar futebol. Determine quantos minutos ela deverá jogar.

5. Uma amostra de 2,0 g de um alimento, ao ser queimada em um calorímetro com 2,0 kg de água, elevou a temperatura da água de 15 °C para 20 °C (c = calor específico da água = 4 kJ · °C^{-1} · kg^{-1}).

Calcule:

I. a quantidade de calor liberado, em kJ, na queima desse alimento;

II. o valor energético desse alimento em kJ/g e em kcal/g.

6. (Unimontes/Paes-MG) Em tempos de racionamento de energia elétrica, o primeiro alvo é sempre o banho no chuveiro elétrico. Num banho breve, consome-se, em média, 30 litros de água com temperatura em torno de 45 °C. Como a água do reservatório, normalmente, se mantém à temperatura ambiente, 25 °C, calcule a quantidade de calor (em joules) necessária para elevar a temperatura desse volume de água à temperatura do banho. (Dados: 1 cal = 4,18 J; c(H_2O) = 1,00 cal/g · °C; d(H_2O) = 1 g/cm^3.)

Testando seu conhecimento

1. Veja as composições do hambúrguer e do pão, dadas no quadro abaixo.

Hambúrguer (100 g)	Pão (25 g)
—	12,50 g de carboidrato
24 g de proteína	2,50 g de proteína
20 g de gordura	1,25 g de gordura
56 g de água	8,75 g de água

Utilizando os valores energéticos mencionados na página 168:

a) calcule o valor energético obtido pela ingestão de um pão de 25 gramas e um hambúrguer de 100 gramas;

b) determine quanto tempo (minutos) uma pessoa deveria caminhar para consumir a energia obtida na ingestão do lanche mencionado no item *a*, sabendo que uma hora de caminhada consome 1 100 kJ.

2. (Ufpel-RS)

Por conter todos os nutrientes que o organismo humano necessita, o leite pode ser considerado um alimento completo (seria ideal se os contivesse nas quantidades necessárias). Isso torna importante o conhecimento de sua composição, dada pela tabela a seguir.

Além de cálcio e fósforo, importantes na formação de ossos e dentes, no leite existem cloro, potássio, sódio, magnésio, ferro, alumínio, bromo, zinco e manganês, formando sais orgânicos e inorgânicos. A associação entre esses sais e as proteínas do leite é um fator determinante da estabilidade das caseínas – o fosfato de cálcio, inclusive, faz parte da estrutura das micelas de caseína.

O leite, ao sair do úbere, é ligeiramente ácido, e sua acidez tende a aumentar, principalmente, devido à ação de enzimas microbianas, que transformam a lactose em ácido lático. Logo, a determinação da acidez de um leite serve para avaliar o seu estado de conservação (fermentação).

O leite, proveniente de diversas fontes, tem um pH médio de 6,7 a 20 °C ou 6,6 a 25 °C e apresenta considerável efeito tampão, especialmente em pH entre 5 e 6, em razão da presença de CO_2, proteínas, citratos, lactatos e fosfatos. Uma propriedade importante utilizada no combate à fraude do leite é a sua densidade, que varia entre 1,023 g/mL e 1,040 g/mL a 15 °C, com um valor médio de 1,032 g/mL.

Silva, P. H. Fonseca da. Leite, Aspectos de Composição e Propriedades. In: *Química Nova na Escola*. n. 6, nov. 1997. [adapt.]

COMPOSIÇÃO MÉDIA DO LEITE DE VACA	
Constituinte	**Teor (g/kg)**
água	873
lactose	46
gordura	39
proteínas	32,5
substâncias minerais	6,5
ácidos orgânicos	1,8
outros*	1,4

* No leite são encontradas as principais vitaminas conhecidas.

A partir da composição do leite, sabendo a contribuição calórica dos principais nutrientes na dieta por grama ingerido (gordura: 9,0 kcal/g; proteína: 5,2 kcal/g; carboidrato: 4,0 kcal/g) e considerando que apenas esses sejam fornecedores de energia, o número de kcal existentes em um copo de leite (supondo-se esse com 250 g do produto) é, aproximadamente:

a) 704 kcal
b) 176 kcal
c) 184,5 kcal
d) 738 kcal
e) 186,7 kcal

3. (Enem-MEC) Arroz e feijão formam um "par perfeito", pois fornecem energia, aminoácidos e diversos nutrientes. O que falta em um deles pode ser encontrado no outro. Por exemplo, o arroz é pobre no aminoácido lisina, que é encontrado em abundância no feijão, e o aminoácido metionina é abundante no arroz e pouco encontrado no feijão. A tabela ao lado apresenta informações nutricionais desses dois alimentos.

	Arroz (1 colher de sopa)	Feijão (1 colher de sopa)
Calorias	41 kcal	58 kcal
Carboidratos	8,07 g	10,6 g
Proteínas	0,58 g	3,53 g
Lipídios	0,73 g	0,18 g
Colesterol	0 g	0 g

Silva, R. S. Arroz e feijão, um par perfeito. Disponível em: <http://www.correpar.com.br>. Acesso em: 1º fev. 2009.

A partir das informações contidas no texto e na tabela, conclui-se que:

a) os carboidratos contidos no arroz são mais nutritivos que os do feijão.
b) o arroz é mais calórico que o feijão por conter maior quantidade de lipídios.
c) as proteínas do arroz têm a mesma composição de aminoácidos que as do feijão.
d) a combinação de arroz com feijão contém energia e nutrientes e é pobre em colesterol.
e) duas colheres de arroz e três de feijão são menos calóricas que três colheres de arroz e duas de feijão.

4. (PAS-USP) A análise do conteúdo calórico de um sorvete demonstra que ele contém, aproximadamente, 5% de proteínas, 22% de carboidratos e 13% de gorduras. A massa restante pode ser considerada como água. A tabela ao lado apresenta dados de calor de combustão para esses três nutrientes. Se o valor energético diário recomendável para uma criança é de 8400 kJ, o número de sorvetes de 100 g necessários para suprir essa demanda seria, aproximadamente:

Nutriente (1 grama)	Calor liberado (kJ)
proteínas	16,7
carboidratos	16,7
lipídios (gorduras)	37,7

a) 2. **b)** 3. **c)** 6. **d)** 9. **e)** 12.

5. (UFPE) O rótulo de um produto alimentício contém as seguintes informações nutricionais:

PORÇÃO DE 150 g		
Quantidade por porção		% VD(*)
carboidratos	6 g	2
proteínas	1 g	2
gorduras totais	1 g	3
sódio	50 mg	2

(*) Valor diário (para satisfazer as necessidades de uma pessoa). Percentual com base em uma dieta de 2000 cal diárias.

Com base nessa tabela, avalie as afirmativas abaixo.

0 – 0 O percentual, em massa, de carboidratos neste alimento é de 6/150 · 100.
1 – 1 Na dieta de 2000 cal, são necessárias 50 g de proteínas diariamente.
2 – 2 A tabela contém somente 10% dos ingredientes que compõem este alimento.
3 – 3 Para satisfazer as necessidades diárias de sódio, somente com este produto, uma pessoa deveria ingerir 7,5 kg desse produto.
4 – 4 Este produto contém um percentual em massa de proteína igual ao de carboidratos.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFPR) Chamamos de energéticos ou calóricos os alimentos que, quando metabolizados, liberam energia química aproveitável pelo organismo. Essa energia é quantificada através da unidade física denominada caloria, que é a quantidade de energia necessária para elevar, em um grau, um grama de água. A quantidade de energia liberada por um alimento pode ser quantificada quando se usa a energia liberada na sua combustão para aquecer uma massa conhecida de água contida num recipiente isolado termicamente (calorímetro de água). Em um experimento, para se determinar a quantidade de calorias presente em castanhas e nozes, obtiveram-se os resultados apresentados na tabela abaixo.

Amostra	Massa da amostra	Massa de água (g)	Temperatura inicial da água (°C)	Temperatura final da água (°C)
noz	2,50	100	15,0	75,0
castanha	4,00	120	15,0	90,0

Com base no exposto no texto e na tabela e sabendo que o calor específico da água é igual a 1,0 cal · g^{-1} · $°C^{-1}$, é correto afirmar:

a) Esses resultados indicam que se uma pessoa ingerir 1,0 grama de nozes terá disponível 2400 calorias, e que se ingerir a mesma quantidade de castanha terá disponível 2250 calorias.
b) A castanha é duas vezes mais calórica do que a noz.
c) A quantidade de energia liberada na queima da noz é de 9000 calorias, e na queima da castanha é de 6000 calorias.

d) Um indivíduo que gasta cerca de 240 calorias em uma caminhada deve ingerir 10 g de castanha ou 225 gramas de nozes para repor as calorias consumidas.

e) A razão entre a quantidade de calorias liberadas na queima da castanha em relação à da queima da noz corresponde a 2,5.

2. (UFRJ) De acordo com a Coordenadoria Municipal de Agricultura, o consumo médio carioca de coco verde é de 8 milhões de frutos por ano, mas a produção do Rio de Janeiro é de apenas 2 milhões de frutos.
Dentre as várias qualidades nutricionais da água de coco, destaca-se ser ela um isotônico natural. A tabela ao lado apresenta resultados médios de informações nutricionais por 100 mL de uma bebida isotônica comercial e da água de coco.

	Valor energético*	Potássio	Sódio
isotônico comercial	102 kcal	10 mg	45 mg
água de coco	68 kcal	200 mg	60 mg

* Calor de combustão dos carboidratos

Uma função importante das bebidas isotônicas é a reposição de potássio após atividades físicas de longa duração; a quantidade de água de um coco verde (300 mL) repõe o potássio perdido em duas horas de corrida.
Calcule o volume, em litros, de isotônico comercial necessário para repor o potássio perdido em 2 h de corrida.

3. (UFSC) Em 2001 a Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) regulamentou a rotulagem nutricional obrigatória de alimentos e bebidas. No entanto, o que se observa, ainda hoje, são rótulos com diferentes padrões unitários (kcal, cal, Cal, kJ), muitas vezes com informações contraditórias. A tabela ao lado apresenta as informações nutricionais impressas na embalagem de um refrigerante, com valores arredondados.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL — PORÇÃO DE 200 mL (1 COPO)		
Quantidade por porção		**% VD(*)**
valor calórico (kcal)	100	4
carboidratos (sacarose)	25 g	6
sódio	46 mg	2

(*) Valores diários de referência com base em uma dieta de 2500 calorias.
Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1,0 g/mol; O = 16 g/mol.

Indique a(s) proposição(ões) *correta(s)*.

01. Caloria é a unidade de energia do Sistema Internacional de Unidades (SI).
02. Se a informação na tabela acima sobre o valor calórico diário de referência estivesse correta, 1 copo de 200 mL do refrigerante seria suficiente para fornecer energia ao organismo por 40 dias.
04. A concentração do íon Na^+ numa porção desse refrigerante é $2 \cdot 10^{-2}$ mol · dm^{-3}.
08. A massa molar do único carboidrato presente, a sacarose (açúcar comum, $C_{12}H_{22}O_{11}$), é 342 g · mol^{-1}.
16. Pelo rótulo podemos concluir que a bebida é um meio eletrolítico.

4. (Olimpíada Brasileira de Química) Nas condições ambiente, ao inspirar, puxamos para nossos pulmões aproximadamente 0,5 L de ar, então aquecido na temperatura ambiente de 25 °C até a temperatura do corpo de 36 °C. Fazemos isso cerca de $16 \cdot 10^3$ vezes em 24 horas. Se, nesse tempo, recebermos $1{,}0 \cdot 10^7$ J de energia por meio da alimentação, a porcentagem aproximada dessa energia que será gasta para aquecer o ar inspirado será de:

(Ar atmosférico nas condições ambiente: densidade = 1,2 g/L, calor específico = 1,0 J g^{-1} $°C^{-1}$.)

a) 3,0% **b)** 2,0% **c)** 1,0% **d)** 10,0% **e)** 15,0%

5. (Enem-MEC) Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g · mol^{-1}). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que está apresentada na tabela ao lado.

Combustível	**Massa molar (g · mol^{-1})**	**Calor liberado na queima (kJ · mol^{-1})**
H_2	2	270
CH_4	16	900
C_2H_5OH	46	1350

Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados 5400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g · mol^{-1}), foram, respectivamente:

a) o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumidos, e o metano, que produziu 900 g de CO_2.
b) o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumidos, e o etanol, que produziu 352 g de CO_2.
c) o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumidos, e o metano, que produziu 264 g de CO_2.
d) o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumidos, e o metano, que produziu 176 g de CO_2.
e) o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumidos, e o etanol, que produziu 1350 g de CO_2.

QUÍMICA E SAÚDE

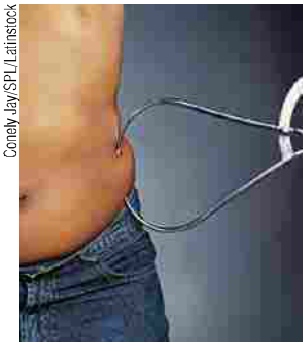
Obesidade

A ingestão excessiva de alimentos acarreta a formação de maior quantidade de tecido adiposo, levando a um excesso de peso.

A porcentagem de tecido adiposo em um indivíduo pode ser calculada de diferentes maneiras:

1. Adipômetro.

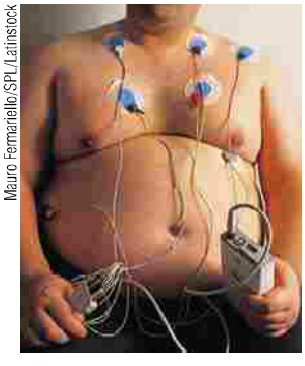
Conely Jay/SPL/Latinstock



É a maneira mais comum e mais simples. O adipômetro mede a espessura da pele e permite calcular a taxa de gordura corporal.

2. Bioimpedância.

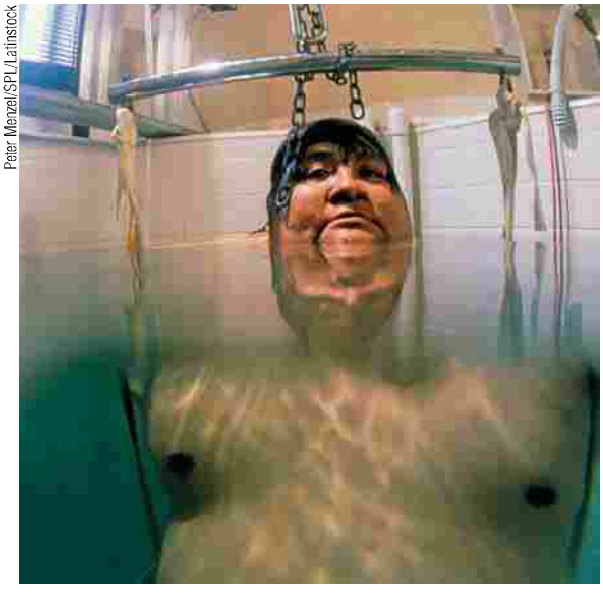
Mauro Fermariello/SPL/Latinstock



Nesse procedimento, uma corrente elétrica indolor (500 μA) passa pelo corpo, medindo a resistência ao fluxo de energia. Quanto maior a quantidade de tecido adiposo, menor a quantidade de energia que atravessa o corpo.

3. Densidade corpórea.

Peter Menzel/SPL/Latinstock



A partir da massa, determinada com o auxílio de uma balança, e do volume, determinado pela imersão do corpo em um tanque de água, podemos determinar a densidade do corpo. A comparação do valor obtido com valores em tabelas já existentes permite avaliar a porcentagem de tecido adiposo.

A quantidade de tecido adiposo em um homem normal é por volta de 16% em massa e em uma mulher normal é por volta de 25%. Nos obesos, esse valor pode chegar a 50%.

No corpo dos homens e das mulheres, a gordura se acumula em regiões diferentes. Nos homens, a gordura se acumula na parte superior do corpo e na região do abdome; já nas mulheres, o acúmulo ocorre nos quadris e nas coxas.

Diagnóstico da obesidade

Uma das maneiras mais utilizadas para diagnosticar a obesidade é adotar uma relação matemática denominada Índice de Massa Corpórea (IMC), calculada pela expressão:

$$IMC = \frac{\text{peso (kg)}}{(\text{altura})^2 \cdot (\text{m}^2)}$$

Os valores obtidos são interpretados de acordo com a tabela ao lado.

Por exemplo, uma pessoa com 90 kg e 1,70 m de altura tem seu IMC calculado desta forma:

$$IMC = \frac{90\ (\text{kg})}{(1{,}70)^2\ \text{m}^2} = 31{,}14\ \frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$$

De acordo com a tabela, essa pessoa é classificada como obesa de classe I, ou seja, uma obesidade considerada leve.

CLASSIFICAÇÃO DE IMC (kg/m²)	
baixo peso	< 18,5
normal	18,5-24,9
pré-obeso	25-29,9
obesidade classe I (leve)	30-34,9
obesidade classe II (moderada)	35-39,9
obesidade classe III (grave, mórbida)	⩾ 40

Fatores que levam à obesidade

A ocorrência da obesidade está associada a diversos fatores:

- **Genéticos**: em que pais obesos muitas vezes geram filhos obesos ou com tendência à obesidade.
- **Psicológicos**: em que a ansiedade pode levar algumas pessoas a ingerir quantidade exagerada de alimentos.
- **Culturais**: em que o tipo de alimentação, por exemplo, é determinado pela região ou pela cultura local.

Thinkstock/Getty Images

Nos Estados Unidos, é muito frequente o consumo abusivo de alimentos pouco saudáveis, o que, somado ao sedentarismo, explica o grande número de pessoas obesas naquele país.

Ian Hooton/SPL/Latinstock

Embora muitos acreditem que a obesidade indica que uma criança seja saudável, essa associação entre peso elevado e saúde é equivocada.

Para ir além

1. Uma pessoa com 1,75 m e 70 kg é considerada obesa, de acordo com o Índice de Massa Corpórea (IMC)? Justifique sua resposta.
2. Calcule o seu IMC.
3. Pessoas obesas têm predisposição para algumas doenças. Cite algumas delas.
4. Constantemente revistas encontradas em bancas de jornal trazem fórmulas mágicas para o emagrecimento rápido. São sugestões de dietas rigorosas, séries exaustivas de exercícios e até a indicação de produtos e remédios que prometem fazer emagrecer em tempos recordes.
   a) Qual é a sua opinião a respeito desses métodos de emagrecimento?
   b) Discuta com seus colegas sobre os possíveis benefícios e prejuízos da perda de peso em curto espaço de tempo.
   c) Qual é a melhor maneira de manter um peso adequado para seu organismo?

INTEGRANDO CONCEITOS

Conteúdo energético dos macronutrientes

Podemos comparar o corpo humano a um motor, que, de acordo com as leis da Física, usa energia para realizar trabalho e manter-se em funcionamento.

Da mesma maneira que os hidrocarbonetos* fornecem energia para os motores, os alimentos fornecem energia para o nosso corpo, o que é feito mediante uma série de reações químicas, denominadas **metabolismo**.

Em uma dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser igual à quantidade necessária para a manutenção de todas as atividades do nosso organismo.

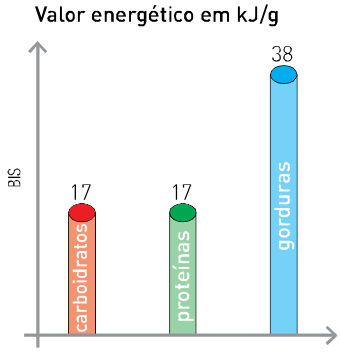
$$\text{energia introduzida} = \text{energia gasta} + \text{energia armazenada} \left(\begin{array}{c}\text{reservas}\\ \text{energéticas}\end{array}\right)$$

Os valores energéticos dos alimentos são estimados de acordo com as quantidades de macronutrientes que contêm — carboidratos, proteínas e gorduras. Observe, na página seguinte, a figura ao lado da tabela.

* **Hidrocarboneto**: classe de substâncias que constituem os principais combustíveis (gasolina, óleo diesel etc.) e cujas moléculas são formadas somente por carbono e hidrogênio.

Rótulos de alimentos industrializados costumam fornecer informações nutricionais do produto oferecido ao consumidor.

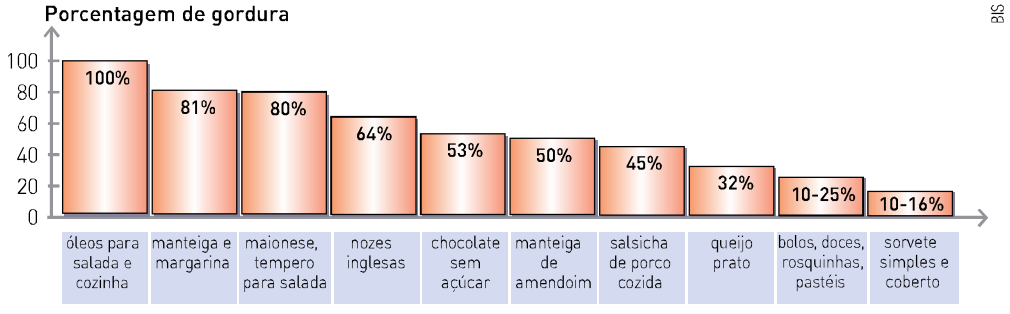
Veja, por exemplo, as informações impressas no rótulo de determinado creme de amendoim.



CADA 100 g DO PRODUTO CONTÉM					
energia		2570 kJ	**Vitaminas**		**% R.D.****
lipídios		49 g	A	3000 U.I.	60
proteínas		20 g	D	240 U.I.	60
carboidratos		23 g	E	8 mg	80
Sais minerais		**% R.D.****	niacina (B_3)	21 mg	100
ferro	9 mg	60	B_{12}	1,8 µg	60
fósforo	200 mg	20	B_1	0,1 mg	5
cálcio	200 mg	25			

Reflita sobre o texto

1. Veja no gráfico abaixo a porcentagem aproximada de gordura existente em vários tipos de alimentos comuns no nosso dia a dia:



Fonte: CALLOWAY, D. H.; CARPENTER, K. O. *Nutrition and Health*. Philadelphia: Saunders College Publishing, 1981.

   a) Calcule a quantidade, em gramas, de gordura armazenada em um frasco contendo 500 g de maionese, bem como a quantidade de energia produzida na "queima" dessa gordura.

   b) Qual massa de queijo prato contém a mesma quantidade de gordura encontrada em 100 g de nozes inglesas?

2. Qual a quantidade de energia, em kJ, fornecida pela ingestão de:

   a) 10 g de amido, um tipo de carboidrato?

   b) 10 g de carne de peixe, admitindo-se que essa carne contenha apenas proteínas?

3. Um lanche constituído de um hambúrguer e um pão fornece um total de 1970 kJ, assim divididos:

   - 425 kJ provenientes de carboidratos;
   - 595 kJ provenientes de proteínas;
   - 950 kJ provenientes de gorduras.

   Sabendo-se que o lanche apresenta 75 g de água, que não tem valor energético, e que 1 hora de caminhada consome 1100 kJ, calcule a massa total em gramas do lanche e o tempo de caminhada necessário para consumir a quantidade de energia fornecida por esse lanche.

4. Para suprir sua necessidade diária de ferro, qual massa de creme de amendoim você deve ingerir diariamente?

5. Qual anomalia é provocada pela deficiência de ferro?

6. Calcule a quantidade de energia fornecida pelos lipídios, pelas proteínas e pelos carboidratos presentes em 100 g de creme de amendoim.

7. Durante o sono, o organismo humano consome aproximadamente 4,2 kJ/min. Quantas horas você deveria dormir para consumir a energia proveniente da ingestão de 200 g de creme de amendoim?

** Indica os percentuais da recomendação diária (R.D.) contidos em 100 g do produto (Resolução CNNPA 12/46 de 1978 — MS). Por exemplo, os 9 mg de ferro presentes em 100 g do produto equivalem a 60% do total de ferro recomendado diariamente.

CAPÍTULO 9

Termoquímica

Tanto os fenômenos físicos, por exemplo, as mudanças de estado, quanto as reações químicas ocorrem com a absorção ou a liberação de calor.

Aurora Photos/Alamy/Glow Images

A queima de madeira está liberando calor para o ambiente em torno da fogueira. Quando dois sistemas em contato apresentam diferentes temperaturas, o calor (energia térmica) se transfere de um para outro, isto é, o calor é transferido do corpo mais quente para o corpo mais frio.

Neste capítulo, vamos estudar as trocas de energia, na forma de calor, envolvidas nas reações químicas e nas mudanças de estado físico das substâncias. Esse estudo é denominado **termoquímica**.

PROCESSOS EXOTÉRMICO E ENDOTÉRMICO

São dois os processos em que há troca de energia na forma de calor: o processo **exotérmico** e o processo **endotérmico**.

Processo exotérmico: ocorre com a liberação de calor.

- **Fenômeno químico exotérmico**

A combustão completa de 1,0 mol de metano libera 889,5 kJ. A reação termoquímica que representa esse fenômeno é:

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(v) + 889{,}5\ kJ$$

Thinkstock/Getty Images

A coloração azulada da chama caracteriza a combustão completa.

- **Fenômeno físico exotérmico**

Quando 1,0 mol de água líquida se solidifica transformando-se em 1,0 mol de água sólida, ocorre a liberação de 7,3 kJ.

Esse fenômeno pode ser representado pela equação:

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2O\ (s) + 7{,}3\ kJ$$

Os processos exotérmicos podem ser representados da seguinte maneira:

substâncias no estado inicial → substâncias no estado final + calor

Radharc Images/Alamy/Glow Images

A solidificação da água pode originar a neve.

Processo endotérmico: ocorre com a absorção de calor.

- **Fenômeno químico endotérmico**

A transformação de 1,0 mol de hematita (Fe_2O_3) em ferro metálico ocorre com a absorção de 491,5 kJ e pode ser representada pela equação:

$$Fe_2O_3\ (s) + 3\ C\ (s) + 491{,}5\ kJ \longrightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ CO\ (g)$$

- **Fenômeno físico endotérmico**

Quando 1,0 mol de água líquida absorve 44 kJ do ambiente, se transforma em água no estado de vapor.

$$H_2O\ (\ell) + 44\ kJ \longrightarrow H_2O\ (v)$$

Os processos endotérmicos podem ser representados da seguinte maneira:

substância no estado inicial + calor → substância no estado final

ugo ambroggio/Alamy/Glow Images

A obtenção de ferro, a partir da hematita (Fe_2O_3), nos altos-fornos exige o fornecimento de uma grande quantidade de calor.

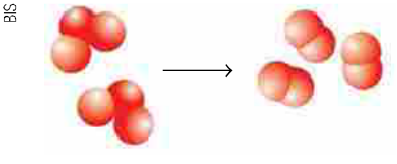
Thinkstock/Getty Images

A roupa molhada pendurada em um varal seca mais rapidamente em dias quentes e secos.

RELAÇÃO ENTRE QUANTIDADES DE MATÉRIA E DE CALOR

A quantidade de calor liberado ou absorvido é sempre proporcional à quantidade das substâncias envolvidas.

Veja, abaixo, a representação da transformação do gás ozônio em gás oxigênio.



BIS

Essa reação pode também ser representada pela equação:

$$2\ O_3\ (g) \longrightarrow 3\ O_2\ (g) + 426{,}9\ kJ$$

Podemos concluir que na transformação de 2 mol de O_3 (g) são produzidos 3 mol de O_2 (g) e são liberados 426,9 kJ.

A partir dessa relação podemos calcular o calor liberado para quaisquer outras quantidades, por exemplo, a transformação de 20 mol de O_3.

$2\ O_3\ (g) \longrightarrow 3\ O_2\ (g) + 426{,}9\ kJ$

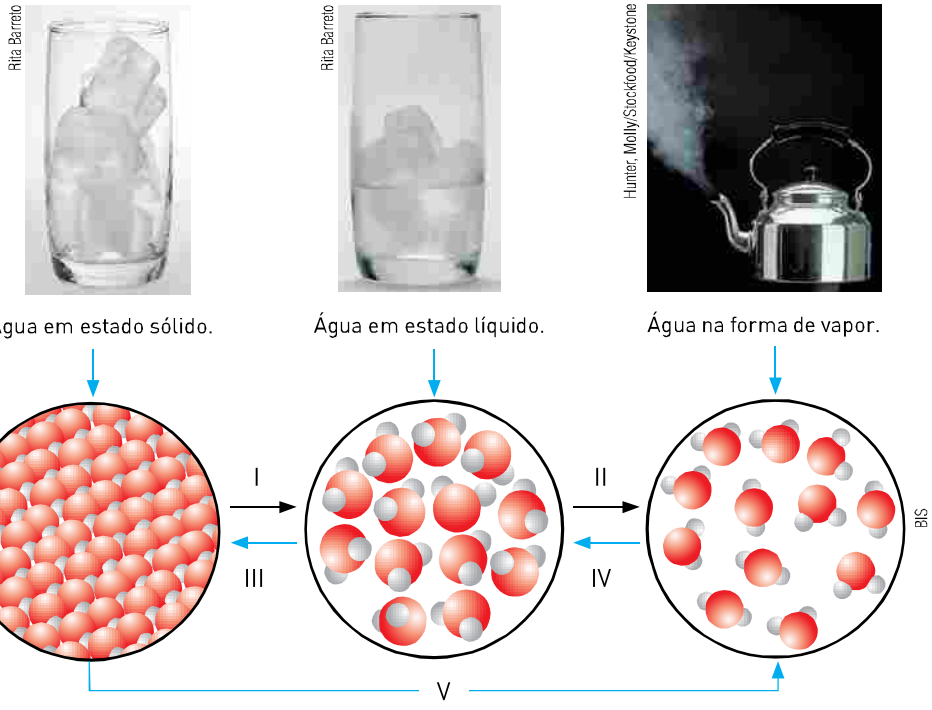
2 mol ——— liberam ——— 426,9 kJ

20 mol ——— x

x = 4269 kJ

Exercícios fundamentais

As fotografias e as figuras representam as mudanças de estado da água.

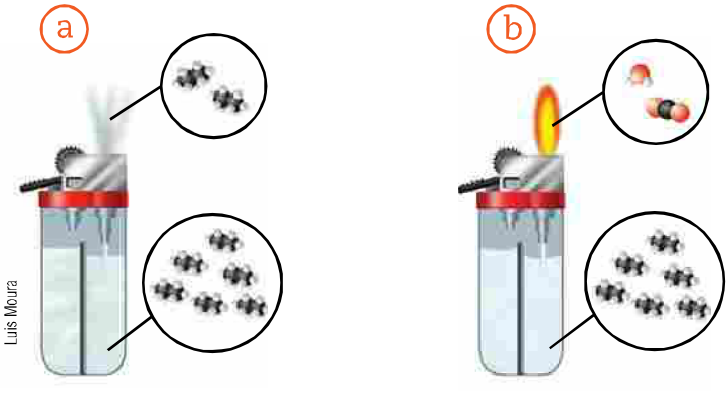


Responda às questões **1** e **2**.

1. Dê o nome de cada mudança de estado.
2. Classifique cada mudança de estado em exotérmica ou endotérmica.

As questões de **3** a **9** devem ser respondidas com base nas seguintes informações:

Os isqueiros geralmente têm como combustível o butano (C_4H_{10}). Abaixo, estão representadas duas situações.



3. Em qual situação ocorreu um fenômeno físico?
4. Esse fenômeno físico é endotérmico ou exotérmico?
5. Em qual situação ocorreu um fenômeno químico?
6. Esse fenômeno químico é endotérmico ou exotérmico?
7. O gás butano, ao reagir com o gás oxigênio (O_2), produz gás carbônico (CO_2) e vapor de água (H_2O). Equacione a reação devidamente balanceada.
8. Na combustão completa de 1 mol de C_4H_{10} são liberados 2658 kJ. Calcule o calor liberado na queima de 5 mol de C_4H_{10}.
9. Sabendo que a massa molar do C_4H_{10} é igual a 58 g · mol^{-1}, calcule a energia liberada na queima de 29 g de C_4H_{10}.

Testando seu conhecimento

1. (Enem-MEC)

> O ciclo da água é fundamental para a preservação da vida no planeta. As condições climáticas da Terra permitem que a água sofra mudanças de fase e a compreensão dessas transformações é fundamental para se entender o ciclo hidrológico. Numa dessas mudanças, a água ou a umidade da terra absorve o calor do sol e dos arredores. Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas das moléculas do líquido podem ter energia necessária para começar a subir para a atmosfera.
>
> Disponível em: <http://www.keroagua.blogspot.com>. Acesso em: 30 mar. 2009 (adaptado).

A transformação mencionada no texto é a:

a) fusão. **b)** liquefação. **c)** evaporação. **d)** solidificação. **e)** condensação.

2. (Vunesp-SP) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

I. gás queimando em uma das "bocas" do fogão e

II. água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta "boca" do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

a) I e II são exotérmicos.

b) I é exotérmico e II é endotérmico.

c) I é endotérmico e II é exotérmico.

d) I é isotérmico e II é exotérmico.

e) I é endotérmico e II é isotérmico.

3. O Brasil possui 13,7% da água doce do planeta. O estado de São Paulo possui apenas 1,6% da água doce brasileira. O uso racional da água é uma necessidade e pode ser atingido por meio de medidas simples tomadas pelos cidadãos. Por exemplo, se todos os habitantes da região metropolitana de São Paulo deixarem de usar o vaso sanitário como lixeira, evitando acionar a válvula de descarga uma vez por dia, a economia diária será de aproximadamente 160 milhões de litros de água. Certamente, parte dessa água no ambiente irá passar ao estado de vapor, e sabe-se que, quando isso acontece, cada grama de água necessita absorver cerca de 540 cal de energia térmica. Suponha que metade dessa água economizada por dia pela população da Grande São Paulo passe ao estado de vapor. Indique a alternativa que mostra, aproximadamente, a quantidade de energia térmica que a água absorverá do ambiente nesse processo. (Densidade da água: 1 kg/L.)

a) $4 \cdot 10^6$ cal.

b) $4 \cdot 10^9$ cal.

c) $4 \cdot 10^{10}$ cal.

d) $4 \cdot 10^{13}$ cal.

e) $4 \cdot 10^{15}$ cal.

Para as questões de **4** a **6**, considere as informações abaixo.

Combustão completa do álcool comum (etanol):

$$1\ C_2H_5OH + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O + 1\,373\ kJ$$

Massa molar: $C_2H_5OH = 46\ g \cdot mol^{-1}$.

4. Qual é a quantidade de calor liberado ou absorvido na queima de 5 mol de C_2H_5OH?

5. Se ocorresse a formação de 1 mol de CO_2 na reação, qual seria a quantidade de calor liberado ou absorvido?

6. Calcule a quantidade de calor liberado ou absorvido na queima de 460 g de C_2H_5OH.

7. (Unicamp-SP) A síntese de alimentos no ambiente marinho é de vital importância para a manutenção do atual equilíbrio do sistema Terra. Nesse contexto, a penetração da luz na camada superior dos oceanos é um evento fundamental. Ela possibilita, por exemplo, a fotossíntese, que leva à formação do fitoplâncton, cuja matéria orgânica serve de alimento para outros seres vivos. A equação química abaixo, não balanceada, mostra a síntese do fitoplâncton.

Nessa equação, o fitoplâncton é representado por uma composição química média.

$$CO_2 + NO_3^- + HPO_4^{2-} + H_2O + H^+ \longrightarrow C_{106}H_{263}O_{110}N_{16}P + 138\ O_2$$

a) Reescreva essa equação química balanceada.

b) De acordo com as informações do enunciado, a formação do fitoplâncton absorve ou libera energia? Justifique sua resposta.

c) Além da produção de alimento, que outro benefício a formação do fitoplâncton fornece para o sistema Terra?

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFRGS-RS) Em nosso cotidiano ocorrem processos que podem ser endotérmicos (absorvem energia) ou exotérmicos (liberam energia). Indique a alternativa que contém apenas fenômenos exotérmicos ou apenas fenômenos endotérmicos.

a) explosão de fogos de artifício – combustão em motores de automóveis – formação de geada.

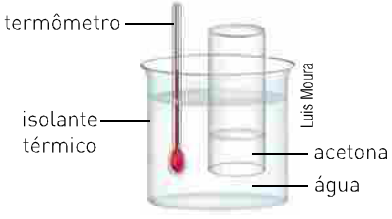
b) secagem de roupas – formação de nuvens – queima de carvão.

c) combustão em motores de automóveis – formação de geada – evaporação dos lagos.

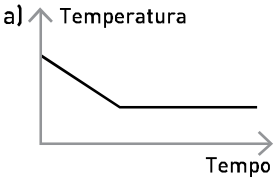
d) evaporação de água dos lagos – secagem de roupas – explosão de fogos de artifício.

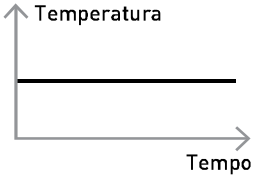
e) queima de carvão – formação de geada – derretimento de gelo.

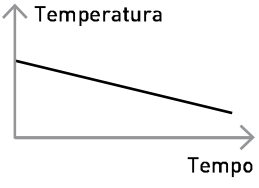
2. (UFMG) Um béquer aberto, contendo acetona, é mergulhado em outro béquer maior, isolado termicamente, o qual contém água, conforme mostrado na figura.

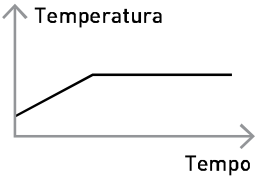


A temperatura da água é monitorada durante o processo de evaporação da acetona, até que o volume desta se reduz à metade do valor inicial.
Indique a alternativa cujo gráfico descreve qualitativamente a variação da temperatura registrada pelo termômetro mergulhado na água, durante esse experimento:

a)


b)


c)


d)


3. (Fuvest-SP) A oxidação de açúcares no corpo humano produz ao redor de 4,0 quilocalorias por grama de açúcar oxidado. A oxidação de um décimo de mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) vai produzir aproximadamente:
Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16.

a) 40 kcal. **c)** 60 kcal. **e)** 80 kcal.

b) 50 kcal. **d)** 70 kcal.

4. (UFMG) A energia que um ciclista gasta ao pedalar uma bicicleta é cerca de 1 800 kJ/hora acima de suas necessidades metabólicas normais. A sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (massa molar = 342 g/mol), fornece aproximadamente 5 400 kJ/mol de energia. A alternativa que indica a massa de sacarose que esse ciclista deve ingerir para obter a energia extra necessária para pedalar 1 h é:

a) 1 026 g. **c)** 15,8 g. **e)** 0,333 g.

b) 114 g. **d)** 3,00 g.

5. (Fuvest-SP)

$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O + 2{,}1 \cdot 10^2 \text{ kcal/mol de } CH_4$$

$$^{7}_{3}Li + {}^{1}_{1}H \rightarrow 2\,{}^{4}_{2}He + 4{,}0 \cdot 10^8 \text{ kcal/mol de } {}^{7}_{3}Li$$

Para se ter a mesma quantidade de energia que é liberada na produção de 1 mol de hélio, calcule a massa de metano (CH_4) que deve ser queimada.
(Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol.)

6. (ITA-SP) A 25 °C e pressão de 1 atm, a queima completa de um mol de hexano produz dióxido de carbono e água no estado gasoso e libera 3 883 kJ, enquanto que a queima completa da mesma quantidade de heptano produz as mesmas substâncias no estado gasoso e libera 4 498 kJ.

a) Escreva as equações químicas, balanceadas, para as reações de combustão em questão.

b) Utilizando as informações fornecidas no enunciado desta questão, faça uma estimativa do valor do calor de combustão do decano. Deixe claro o raciocínio utilizado na estimativa realizada.

(Fórmulas moleculares: hexano = C_6H_{14}; heptano = C_7H_{16}; decano = $C_{10}H_{22}$.)

ENTALPIA

A fotografia ao lado mostra uma reação de combustão que pode ser representada, simplificadamente, por:

madeira + oxigênio ⟶ gás carbônico + água + calor

Nessa reação, assim como em todas as combustões, ocorre liberação de energia na forma de calor. Uma pergunta interessante sobre a reação é: De onde veio essa energia ou calor?

A resposta é: A energia liberada estava contida nos reagentes e, quando eles se transformaram nos produtos, ela foi liberada. Isso permite concluir que cada substância deve apresentar certo conteúdo de energia, denominado **entalpia** e representado pela letra **H**.

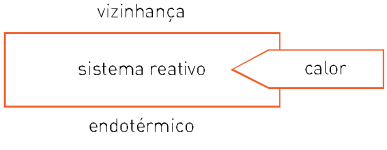
A entalpia é uma propriedade extensiva da matéria, isto é, depende da quantidade da substância. Como a maioria das reações ocorre em um recipiente aberto, a entalpia é definida para processos que ocorrem à pressão constante.

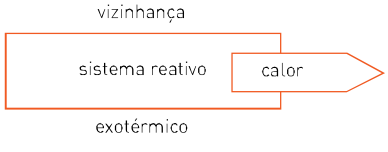
Tanto em processos endotérmicos como exotérmicos ocorre uma troca de calor entre o sistema reativo e a vizinhança (ambiente). A entalpia está relacionada com a quantidade de calor absorvido ou liberado.

Não é conhecida uma maneira de determinar o conteúdo de energia (entalpia = H) de uma substância. Na prática, o que conseguimos medir é a variação da entalpia (ΔH) de um processo, utilizando um calorímetro. Essa variação corresponde à quantidade de energia liberada ou absorvida durante o processo, realizado à pressão constante.

O cálculo da variação da entalpia é dado pela expressão genérica:

$$\Delta H = H_{final} - H_{inicial} \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$$





Em um processo endotérmico, a entalpia do sistema reativo aumenta, enquanto em um processo exotérmico ela diminui.

Thinkstock/Getty Images

Durante a queima de um palito de fósforo, as substâncias na madeira reagem com o oxigênio do ar, ocorrendo a liberação de calor.

Variação da entalpia (ΔH) em reações endotérmicas

Nas reações endotérmicas, como ocorre absorção de calor, a entalpia dos produtos (H_P) é maior do que a entalpia dos reagentes (H_R).

• Genericamente, temos:

reagente + calor ⟶ produto

$\underset{\widetilde{H_X}}{X}$ + calor ⟶ $\underset{\widetilde{H_Y}}{Y}$

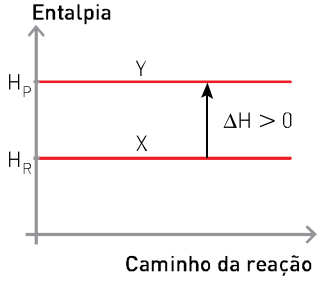
$H_X < H_Y$

$\Delta H = H_{produto} - H_{reagente}$

$\Delta H = H_Y - H_X$

$\Delta H > 0$

• Graficamente, temos:



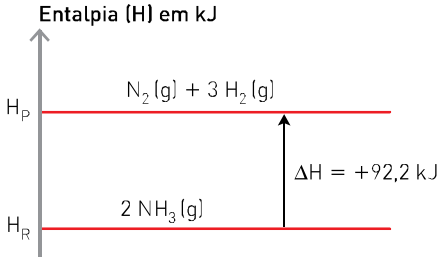
Considere, como exemplo, a decomposição térmica da amônia (NH_3), na qual são produzidos os gases N_2 e H_2. O processo pode ser representado por:

$$2\ NH_3\ (g) + 92{,}2\ kJ \longrightarrow N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g)$$

No entanto, a representação mais adequada indica a variação da entalpia (ΔH), que será positiva porque a reação é endotérmica.

$$2\ NH_3\ (g) \longrightarrow N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \qquad \Delta H = +92{,}2\ kJ$$

Graficamente, temos a representação:



Analisando as equações ou o diagrama, devemos entender que: quando 1 mol de gás nitrogênio (N_2) reage com 3 mol de gás hidrogênio (H_2), produzindo 2 mol de gás amônia (NH_3), ocorre a liberação de 92,2 kJ.

Pelas equações ou pelo diagrama, devemos entender que na decomposição de 2 mol de gás amônia, produzindo 1 mol de gás nitrogênio e 3 mol de gás hidrogênio, são absorvidos 92,2 kJ.

Variação da entalpia (ΔH) em reações exotérmicas

Nas reações exotérmicas, em razão de liberação de calor, a entalpia dos produtos (H_P) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R).

- Genericamente, temos:

$$\text{reagente} \longrightarrow \text{produto} + \text{calor}$$

$$\underset{H_A}{\underbrace{A}} \longrightarrow \underset{H_B}{\underbrace{B}} + \text{calor}$$

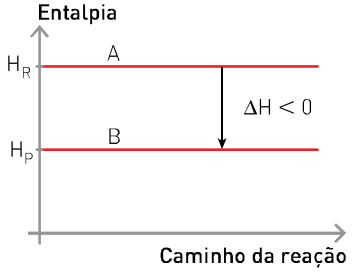
$$H_A > H_B$$

$$\Delta H = H_{produto} - H_{reagente}$$

$$\Delta H = H_B - H_A$$

$$\Delta H < 0$$

- Graficamente, temos:



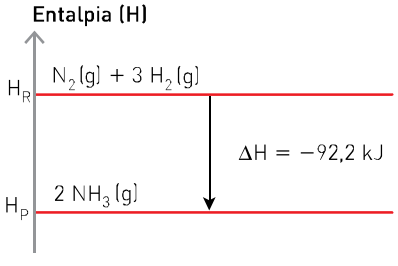
Considere como exemplo o processo industrial de produção de amônia (NH_3), denominado Haber-Bosch, feito a partir de N_2 (g) e H_2 (g). A equação que representa o processo é:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g) + 92{,}2\ kJ$$

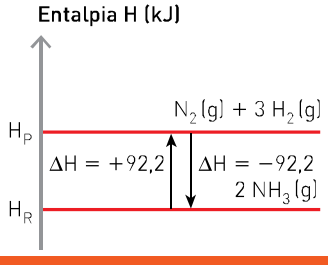
No entanto, a representação mais adequada é feita indicando-se a variação da entalpia (ΔH), que será negativa porque essa reação é exotérmica.

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g) \qquad \Delta H = -92{,}2\ kJ$$

- Graficamente, temos a representação:



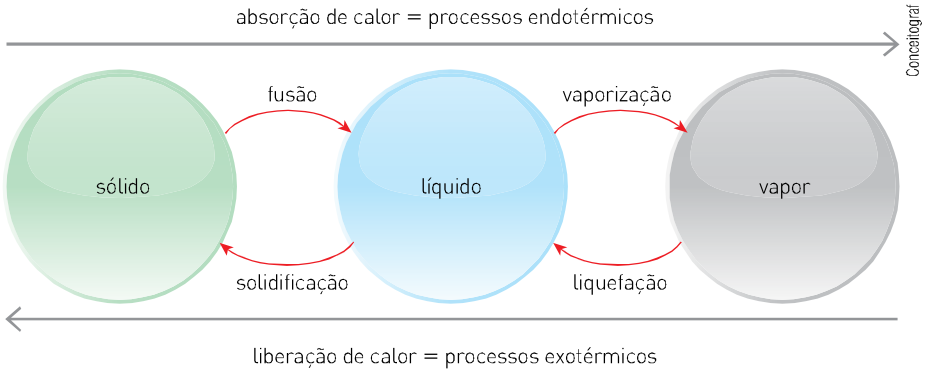
A partir dos dois exemplos apresentados – síntese e decomposição da amônia –, podemos perceber que a quantidade de energia envolvida é a mesma, isto é, a quantidade de energia liberada na síntese da amônia é **numericamente** igual à quantidade de energia absorvida na sua decomposição, em valores absolutos.



ΔH NAS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

As mudanças de estado ocorrem com absorção ou liberação de calor.

A quantidade de calor necessária para provocar a fusão de 1 mol de uma substância, à pressão constante, é denominada **calor** ou **entalpia de fusão.**



As quantidades de calor envolvidas nas demais mudanças de estado são denominadas de maneira análoga.

Vamos estudar os ΔH envolvidos nas mudanças de estado para a água.

A fusão do gelo e a vaporização da água líquida ocorrem por meio de absorção de calor.

Podemos representar a absorção de calor na fusão da água sólida assim:

$$H_2O\ (s) \longrightarrow H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H = +7{,}3\ kJ$$

A quantidade de calor necessária para provocar a fusão de 1 mol de H_2O (s) é denominada **calor** ou **entalpia de fusão** e equivale a 7,3 kJ/mol.

Na vaporização da água líquida, temos:

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2O\ (v) \qquad \Delta H = +44\ kJ$$

A quantidade de calor necessária para provocar a vaporização de 1 mol de H_2O (ℓ) é denominada **calor** ou **entalpia de vaporização** e equivale a 44 kJ/mol.

Se considerarmos os processos inversos, teremos, respectivamente:

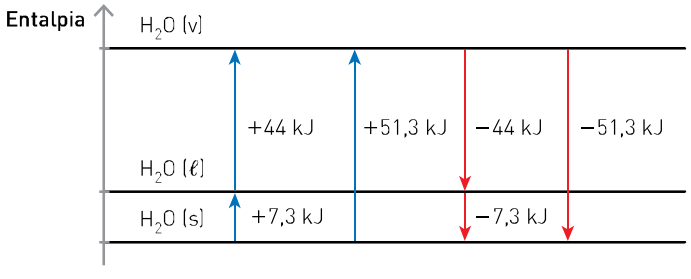
$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2O\ (s) \qquad \Delta H = -7{,}3\ kJ$$

- A entalpia de solidificação da água líquida é −7,3 kJ/mol.

$$H_2O\ (v) \longrightarrow H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H = -44\ kJ$$

- A entalpia de liquefação (condensação) da água no estado de vapor é −44 kJ/mol.

Essas mudanças de estado podem ser representadas graficamente:



Pela análise do gráfico podemos notar que:

$$1\ mol\ H_2O\ (s) \xrightarrow[7{,}3\ kJ]{absorve} 1\ mol\ H_2O\ (\ell) \xrightarrow[44\ kJ]{absorve} 1\ mol\ H_2O\ (v)$$

$$\xrightarrow[51{,}3\ kJ]{absorve}$$

O mesmo raciocínio pode ser utilizado no processo inverso.

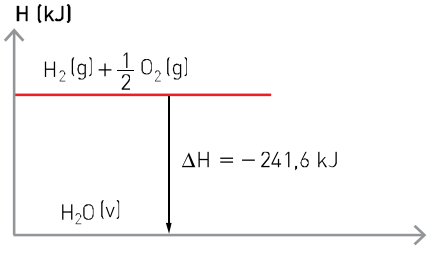
Exercícios fundamentais

GIPhotostock/Latinstock

A indústria automobilística tem se empenhado no desenvolvimento de motores que utilizam combustíveis alternativos, como GNV (Gás Natural Veicular), álcool, biodiesel e gás hidrogênio.
Entre esses, o gás hidrogênio é considerado o combustível "limpo", que não causa poluição.

Veículo movido a hidrogênio.

O gráfico ao lado representa a combustão do gás hidrogênio.



Com base nessas informações, responda às questões de **1** a **5**.

1. A reação indicada no gráfico é exotérmica ou endotérmica?

2. Calcule o calor envolvido na formação de 5,0 mol de H_2O (v).

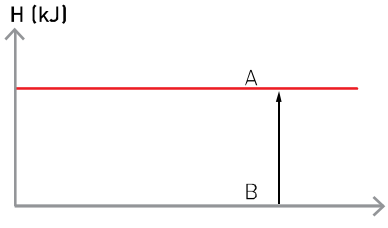
3. Calcule o calor envolvido na formação de 1,8 kg de H_2O (v).
(Massa molar da água = 18 g/mol.)

4. Na decomposição da H_2O (v) ocorre absorção ou liberação de calor?

5. Calcule o calor envolvido na decomposição de 9,0 g de H_2O (v).

O texto a seguir deve ser utilizado para responder às questões de **6** a **8**.

Raios e relâmpagos produzem na atmosfera várias substâncias, entre elas o monóxido de nitrogênio gasoso. Na formação de 1,0 mol desse óxido são absorvidos 90,0 kJ.



6. Equacione a reação que permite obter 1,0 mol do óxido e o ΔH da reação.

7. Quais substâncias deveriam ser representadas nas posições *A* e *B* para completar corretamente o diagrama ao lado, da produção de 1,0 mol do óxido?

8. Calcule o calor envolvido na produção de 270 g desse óxido.
(Massas atômicas: N = 14; O = 16.)

Testando seu conhecimento

1. Classifique as transformações em endotérmicas ou exotérmicas.

I. $Au(s) \longrightarrow Au(v)$ $\Delta H = +370$ kJ/mol

II. $C_{grafita} \longrightarrow C_{diamante}$ $\Delta H = +2{,}09$ kJ/mol

III. $C_6H_{12}O_6(s) + 6\,O_2(g) \longrightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(v)$ $\Delta H = -2813$ kJ/mol

IV. $H_2O(s) \longrightarrow H_2O(\ell)$ $\Delta H = +7{,}3$ kJ/mol

V. $SiO_2(s) + 4\,HF(g) \longrightarrow SiF_4(s) + 2\,H_2O(v)$ $\Delta H = -176$ kJ/mol

2. (Cefet-SC) As bolsas térmicas consistem, geralmente, de dois invólucros selados e separados, onde são armazenadas diferentes substâncias químicas. Quando a camada que separa os dois invólucros é rompida, as substâncias neles contidas misturam-se e ocorre o aquecimento ou o resfriamento. A seguir, estão representadas algumas reações químicas que ocorrem após o rompimento da camada que separa os invólucros com seus respectivos valores de entalpia padrão (ΔH^0). Analise as reações e os valores correspondentes de ΔH^0 e indique a alternativa que correlaciona, *corretamente*, as reações com as bolsas térmicas quentes ou frias:

I. $CaO(s) + SiO_2(s) \longrightarrow CaSiO_3(s)$ $\Delta H^0 = -89{,}5$ kJ/mol

II. $NH_4NO_3(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$ $\Delta H^0 = +25{,}69$ kJ/mol

III. $CaC\ell_2(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\,C\ell^-(aq)$ $\Delta H^0 = -82{,}80$ kJ/mol

a) (I) é fria; (II) é quente; (III) é fria.
b) (I) é quente; (II) é fria; (III) é quente.
c) (I) é fria; (II) é fria; (III) é fria.
d) (I) é quente; (II) é quente; (III) é fria.
e) (I) é quente; (II) é quente; (III) é quente.

A reação entre o metal estanho e o gás oxigênio pode ser representada pela equação:

$$Sn\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow SnO_2\ (s) \qquad \Delta H = -580\ kJ$$

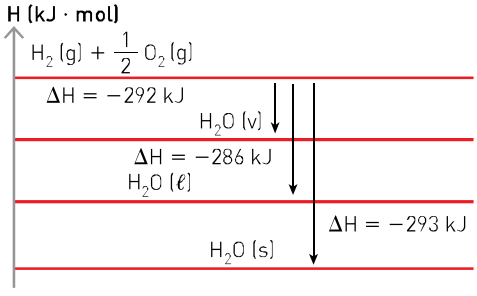
Essa informação deve ser usada para resolver as questões de **3** a **5**.

3. Construa um diagrama de entalpia indicando a posição dos reagentes e do produto e o ΔH da reação.

4. Calcule o calor liberado ou absorvido na reação de 4 mol de Sn.

5. Calcule o calor envolvido na formação de 1,51 kg de SnO_2.
Dado: massa molar SnO_2 = 151 g/mol.

Com base no gráfico ao lado, responda às questões de **6** a **8**.

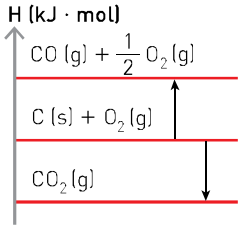


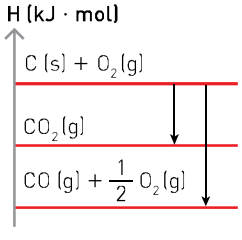
6. Calcule o calor liberado ou absorvido na formação de 5 mol de $H_2O\ (\ell)$.

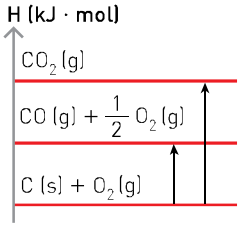
7. Qual o calor liberado ou absorvido na queima de 10 mol de $H_2\ (g)$, originando água em vapor?

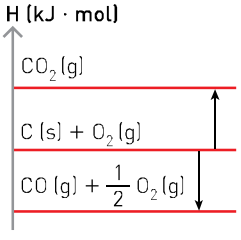
8. Qual o calor liberado ou absorvido no processo de solidificação?

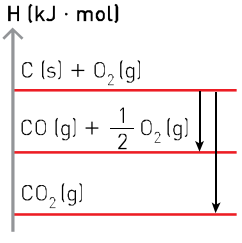
9. (PUC-SP) O carvão, C, sofre combustão em presença de gás oxigênio. Dependendo da quantidade de comburente disponível, a combustão será incompleta, com formação de monóxido de carbono, ou completa, com formação de dióxido de carbono.
O diagrama de energia que melhor representa a entalpia dos reagentes e produtos das referidas combustões é:

a)


b)


c)


d)


e)


10. (Unimontes-MG) O etanol é um combustível usado em acampamentos e sabe-se que, para aquecer 1 L de água da temperatura de 20 °C até o ponto de ebulição ao nível do mar, precisa-se de 350 kJ de calor. Sendo assim, baseando-se na equação termoquímica,

$$C_2H_5OH\ (\ell) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H^0 = -1368\ kJ,$$

a massa (g) de etanol necessária para ferver 1 L de água é, aproximadamente,
Dado: Massa molar do etanol = 46 g/mol.

a) 0,26
b) 12
c) 46
d) 1,4

11. (UFPR) Considere que um botijão de gás de cozinha, contendo gás butano (C_4H_{10}), foi usado durante 1 hora e 40 minutos e apresentou uma perda de massa de 580,0 g.
Responda às questões a seguir com base na seguinte reação de combustão do butano:

$$2\ C_4H_{10}\ (g) + 13\ O_2\ (g) \longrightarrow 8\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O\ (g) \qquad \Delta H = -2900\ kJ$$

Massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16.

a) Qual foi a quantidade de calor produzida devido à combustão do butano?
b) Usando seus conhecimentos sobre gases ideais, qual é o volume de butano consumido a 25 °C e 1,0 bar? (Considere o volume molar de um gás ideal a 25 °C e 1,0 bar como 25,0 L.)
c) Qual foi a velocidade com que o CO_2 foi produzido em mol/min?

Aprofundando seu conhecimento

1. (PUC-MG) A termoquímica é a área da química que trata dos fenômenos térmicos envolvidos nas reações químicas. A quantidade de calor trocado durante uma reação que acontece à pressão constante corresponde à variação de entalpia ΔH. É *incorreto* afirmar que:

a) o ΔH de uma reação depende do estado físico dos reagentes e produtos.

b) o ΔH de uma reação depende da quantidade de reagentes e produtos.

c) a entalpia da água líquida é maior do que a da água vapor.

d) o ΔH de uma reação é positivo quando a reação é endotérmica.

2. (Udesc) Sem dúvida, a energia é muito importante para os seres humanos e, atualmente, o gasto de energia em nosso planeta está altíssimo. Grande parte da energia que consumimos provém de reações químicas ou de processos químicos. Desses processos, o da queima de combustíveis, denominada reação de combustão, é o mais utilizado.

Uma reação de combustão total pode ser representada genericamente como:

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$$

Em relação a essa reação, pode-se afirmar:

a) O sistema não perde e nem ganha calor ao se converter no sistema final e a variação de entalpia do sistema será nula.

b) O sistema ganha calor ao se converter no sistema final e a variação de entalpia do sistema terá sinal negativo, sendo, portanto, uma reação exotérmica.

c) O sistema perde calor ao se converter no sistema final e a variação de entalpia do sistema terá sinal negativo, sendo, portanto, uma reação exotérmica.

d) O sistema perde calor ao se converter no sistema final e a variação de entalpia do sistema terá sinal negativo, sendo, portanto, uma reação endotérmica.

e) O sistema não perde e nem ganha calor ao se converter no sistema final e a variação de entalpia do sistema terá sinal negativo.

3. (UFPR) A fotossíntese é, reconhecidamente, uma reação química vital para quase todas as formas vivas do planeta Terra. Nos aspectos químico e termodinâmico, a reação pode ser representada pela equação:

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O \xrightarrow[\text{luz do sol}]{\text{clorofila}} C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$$
$$\Delta H = +2{,}8 \cdot 10^3\ kJ$$

Do ponto de vista energético, comente a reação destacando a grande virtude desse fenômeno.

4. (UFSM-RS) Geralmente usados por atletas, existem dispositivos de primeiros socorros que, através de reações endotérmicas ou exotérmicas, podem gerar compressas frias ou quentes. Esses dispositivos, constituídos por bolsas plásticas em que o sódio e a água estão separados, misturam-se e esfriam ou aquecem, quando golpeados.
Exemplos de compostos usados nas referidas compressas são mostrados nas equações a seguir.

A	$NH_4NO_3\,(s) \xrightarrow{H_2O} NH_4^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$	$\Delta H = +26{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$
B	$CaC\ell_2\,(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}\,(aq) + 2\,C^-\,(aq)$	$\Delta H = -82{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}$

Em relação às equações, analise as afirmativas:

I. A equação *A* irá produzir uma compressa fria, e a equação *B*, uma compressa quente.

II. Na equação *B*, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.

III. Se, na equação *A*, forem usados 2 mols de nitrato de amônio, o valor de ΔH ficará inalterado.

Está(ão) correta(s)

a) apenas I.

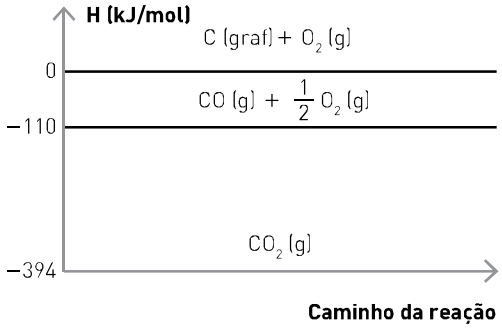
b) apenas III.

c) apenas I e II.

d) apenas II e III.

e) I, II e III.

5. (Mack-SP) Observe o gráfico de entalpia ao lado, obtido por meio de experimentos realizados no estado-padrão:
Com base em seus conhecimentos de termoquímica e nas informações do gráfico ao lado, a equação termoquímica **INCORRETAMENTE** representada é



a) $CO_2\,(g) \rightarrow C\,(graf) + O_2\,(g)$ $\quad \Delta H^0 = +394$ kJ/mol

b) $CO\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$ $\quad \Delta H^0 = -284$ kJ/mol

c) $C\,(graf) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow CO\,(g)$ $\quad \Delta H^0 = +110$ kJ/mol

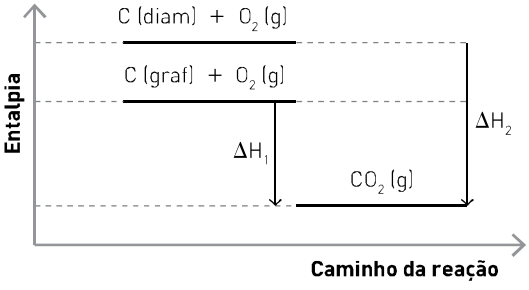
d) $CO_2\,(g) \rightarrow CO\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)$ $\quad \Delta H^0 = +284$ kJ/mol

e) $C\,(graf) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$ $\quad \Delta H^0 = -394$ kJ/mol

6. (UFG) A alotropia dos elementos químicos afeta a entalpia da reação. Duas das formas alotrópicas do carbono são o grafite e o diamante. Observe o diagrama de entalpia ao lado.
Dados:

$\Delta H_1 = -393{,}1$ kJ/mol $\qquad \Delta H_2 = -395{,}0$ kJ/mol

Ante o exposto, conclui-se que a conversão de diamante em grafite envolve



a) absorção de 1,9 kJ/mol.
b) liberação de 1,9 kJ/mol.
c) absorção de 788 kJ/mol.
d) liberação de 788 kJ/mol.
e) absorção de 395 kJ/mol.

Texto para a questão **7**:

A obesidade da infância tem sido um dos motivos de *bullying* na escola. Esta doença é proveniente do excesso de alimentos que liberam grande quantidade de energia que não é totalmente utilizada pelo organismo, sendo armazenado em forma de gordura. A sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e a glicose ($C_6H_{12}O_6$), os carboidratos presentes em doces, sorvetes e refrigerantes são os principais responsáveis por essa doença na infância, pois a digestão completa de apenas 1 mol desses carboidratos libera grande quantidade de energia, a saber:

- 1 mol de sacarose libera −5 635 kJ/mol (considerando temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm),
- a variação de entalpia envolvida na obtenção de glicose a partir do carbono está representada na equação 1:

$$\text{Eq. 1: } 6\,C\,(s) + 6\,H_2\,(g) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6\,(s) \qquad \Delta H_1 = -1\,275\text{ kJ}$$

7. (Uepa) Ao ingerir uma barra de chocolate de 400 g (12 g de sacarose/100 g de chocolate), uma criança estará absorvendo:
Dados: Massa Atômica (g/mol): C = 12; H = 1; O = 16.

a) −790,9 kJ/ mol. **b)** −197,7 kJ/mol. **c)** +197,7 kJ/mol. **d)** +395,4 kJ/mol. **e)** +790,9 kJ/mol.

8. (Vunesp-SP) Considere a decomposição da água oxigenada, em condições normais, descrita pela equação:

$$H_2O_2\,(\ell) \rightarrow H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \qquad \Delta H = -98{,}2\text{ kJ/mol}$$

Com base nas informações sobre a variação de entalpia, classifique a reação como exotérmica ou endotérmica e justifique sua resposta.
Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa antisséptica que contém água oxigenada na concentração de 3 g/100 mL.

9. (Uerj) Denomina-se betaoxidação a fase inicial de oxidação mitocondrial de ácidos graxos saturados. Quando esses ácidos têm número par de átomos de carbono, a betaoxidação produz apenas acetil-CoA, que pode ser oxidado no ciclo de Krebs.
Considere as seguintes informações:

- cada mol de acetil-CoA oxidado produz 10 mols de ATP;
- cada mol de ATP produzido armazena 7 kcal.

Sabe-se que a beta-oxidação de 1 mol de ácido palmítico, que possui 16 átomos de carbono, gera 8 mols de acetil-CoA e 26 mols de ATP.
A oxidação total de 1 mol de ácido palmítico, produzindo CO_2 e H_2O, permite armazenar sob a forma de ATP a seguinte quantidade de energia, em quilocalorias:

a) 36. **b)** 252. **c)** 742. **d)** 1 008.

Equações termoquímicas

10 CAPÍTULO

ENTALPIA PADRÃO

Como vimos, devido à impossibilidade de determinar diretamente a entalpia das substâncias, trabalhamos com a variação de entalpia (ΔH). Porém, a variação de entalpia de uma reação depende da temperatura, da pressão, do estado físico, do número de mols e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Por esse motivo, foi criado um referencial para fazermos comparações: a entalpia padrão. Dessa maneira, as entalpias serão sempre avaliadas em relação à mesma condição (condição padrão ou estado padrão).

> *Como você já viu, a temperatura é uma grandeza relacionada ao grau de agitação das partículas que constituem determinado material. Você lembra o valor da temperatura de fusão da água ao nível do mar? Na escala Celsius o valor é 0 °C. Embora seja comum associarmos o valor numérico zero à ausência ou inexistência de algo, você acha que 0 °C indica ausência de agitação das moléculas, isto é, que elas não têm movimento?*

O **estado padrão de uma substância** corresponde à sua forma pura, a 1,0 bar e 298,15 K.

> *1,0 bar = 10^5 Pa = 0,987 atm*

O **estado padrão de um soluto em solução líquida** corresponde à concentração de 1,0 mol/L.

A **entalpia padrão** de uma substância é indicada por H^0.

As reações nas quais tanto os produtos quanto os reagentes estão no estado padrão têm a sua variação de entalpia indicada por ΔH^0. Os valores de ΔH^0 usados nas tabelas referem-se a reações efetuadas a 25 °C (298,15 K).

Por convenção, foi estabelecido que:

Toda **substância simples**, no estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia (H) igual a zero.

Entalpia de algumas substâncias no estado padrão

- A substância pura simples hidrogênio (H_2), a 25 °C e 1,0 bar, encontra-se no estado gasoso; assim, o H_2 (g) nessas condições apresenta entalpia $H^0 = 0$. Logo, em qualquer outra condição, o hidrogênio terá entalpia $H \neq 0$.
- A substância pura simples mercúrio (Hg), a 25 °C e 1,0 bar, encontra-se no estado líquido; assim, o Hg (ℓ) nessas condições apresenta entalpia $H^0 = 0$.
- A substância pura simples ferro (Fe), a 25 °C e 1,0 bar, encontra-se no estado sólido; assim, o Fe (s) nessas condições apresenta entalpia $H^0 = 0$.
- Para os elementos que apresentam o fenômeno da alotropia, ou seja, formam diferentes substâncias puras simples, foi atribuído o valor **zero** para a variedade alotrópica mais comum, mais estável a 1,0 bar e 25 °C.

Os casos mais comuns de alotropia são:

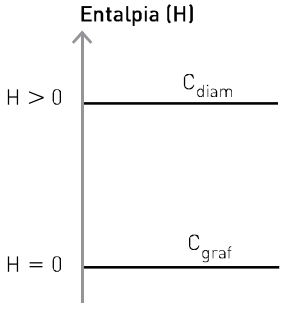
- **Carbono**

Joel Arem/Photo Researchers / Latinstock

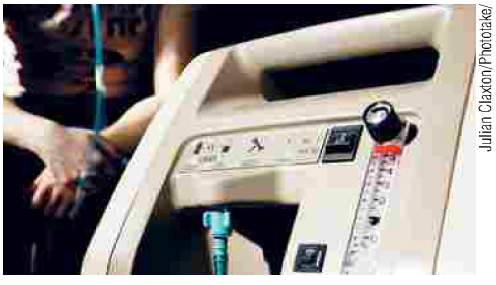
Grafite; C_{graf}, $H^0 = 0$.

Thinkstock/Getty Images

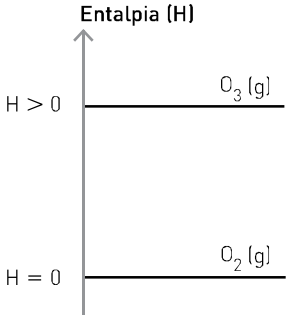
Diamante; C_{diam}, $H^0 \neq 0$.



- **Oxigênio**


Julian Claxton/Photolake/ Easypix Brasil

Ozônio; O_3, $H^0 \neq 0$.



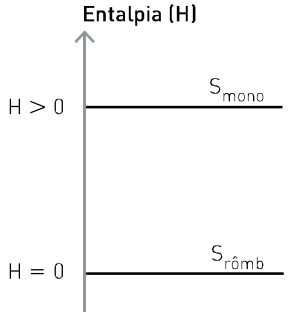
- **Enxofre**

Dirk Wiersma/SPL/Latinstock

Rômbico; $S_{rômb}$, $H^0 = 0$.

Andrew Lambert/SPL/Latinstock

Monoclínico; S_{mono}, $H^0 \neq 0$.



EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

A entalpia de um elemento ou de uma substância varia de acordo com o estado físico, a pressão, a temperatura e a variedade alotrópica desse elemento. Logo, em uma equação termoquímica, devemos indicar:

- a variação de entalpia (ΔH);
- os estados físicos de todos os participantes e as variedades alotrópicas, caso existam;
- a temperatura e a pressão nas quais a reação ocorreu;
- os coeficientes estequiométricos das substâncias puras participantes.

Veja dois exemplos e suas respectivas interpretações:

1º exemplo:

$1\ C_{graf} + 1\ O_2\ (g) \longrightarrow 1\ CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -394\ kJ$ a 25 °C e 1 bar

A interpretação dessa equação termoquímica é: 1 mol de carbono grafita (C_{graf}) reage com 1 mol de gás oxigênio (O_2), produzindo 1 mol de gás carbônico (CO_2) e liberando 394 kJ, a 25 °C e 1 bar.

Normalmente, não são indicadas a pressão e a temperatura em que a reação se realizou, pois se admite que ela ocorreu no estado padrão, ou seja, sob pressão constante de 1 bar e a 25 °C.

2º exemplo:

$$1\ NH_3\ (g) \longrightarrow \frac{1}{2}\ N_2\ (g) + \frac{3}{2}\ H_2\ (g) \quad \Delta H = +46{,}1\ kJ \text{ a } 25\ °C \text{ e } 1\ bar$$

A interpretação dessa equação é: 1 mol de gás amônia (NH_3) se decompõe, originando $\frac{1}{2}$ mol de gás nitrogênio (N_2) e $\frac{3}{2}$ mol de gás hidrogênio (H_2), absorvendo 46,1 kJ, a 25 °C e 1 bar.

CALOR OU ENTALPIA DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Utilizando como referência o conceito de entalpia no estado padrão, podemos determinar o valor da entalpia de um grande número de substâncias, além de calcular o valor da variação de entalpia em uma infinidade de reações químicas.

Em geral, essa variação de entalpia é denominada **calor de reação** ou simplesmente **entalpia**. Porém, é costume atribuir nomes específicos a alguns tipos de entalpia, tais como: de formação, de combustão, de neutralização etc.

A seguir vamos estudar alguns tipos de entalpia de reações.

Entalpia de formação

São denominadas **reações de formação** aquelas em que ocorre a formação (síntese) de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão.

A variação de entalpia (ΔH) nessas reações pode receber os seguintes nomes: **entalpia de formação, calor de formação, ΔH de formação** ou **entalpia padrão de formação**.

> **Entalpia de formação:** calor liberado ou absorvido na formação de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão, com $H^0 = 0$.

Veja alguns exemplos de equações termoquímicas de formação:

- Água líquida — $H_2O\ (\ell)$

$$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 1\ H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H = -286\ kJ/mol$$

- Ácido sulfúrico líquido — $H_2SO_4\ (\ell)$

$$H_2\ (g) + S_{rômb} + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow 1\ H_2SO_4\ (\ell) \qquad \Delta H = -813{,}8\ kJ/mol$$

Conhecendo a equação de formação de uma substância, o valor do ΔH dessa reação, e sabendo que, por convenção, a entalpia dos reagentes no estado padrão é igual a zero, podemos determinar a entalpia da substância formada a 25 °C e 1 bar.

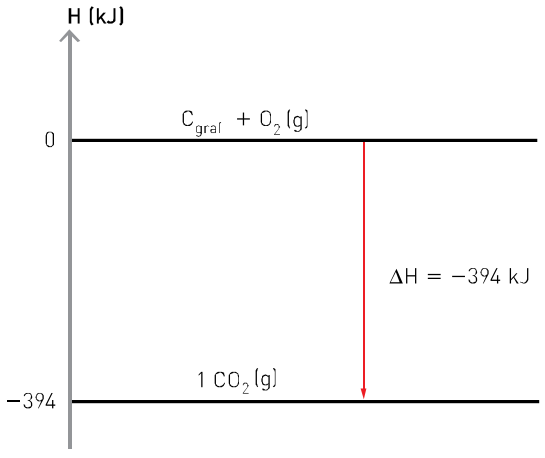
Veja um exemplo: o gás carbônico (CO_2) pode ser obtido a partir da combustão do C_{graf}, e a variação da entalpia da reação foi determinada a 25 °C e 1 bar.

$$C_{graf} + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -394\ kJ$$

Aplicando a expressão:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

podemos calcular a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) nessa reação, considerando que, por convenção, sabemos que para substâncias simples no estado padrão H = 0:



$$\Delta H = [H_{CO_2}(g)] - [\underbrace{H_{C_{graf}} + H_{O_2}(g)}_{\text{substâncias simples no estado padrão H = 0}}]$$

Logo:

$$\Delta H = H_{CO_2}(g)$$
$$-394\ kJ = H_{CO_2}(g) \Rightarrow H_{CO_2}(g) = -394\ kJ$$

Assim, podemos concluir que a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) é igual ao seu ΔH de formação.

$$\Delta H_{\text{formação do } CO_2} = H_{CO_2} \Rightarrow \text{entalpia de formação do } CO_2 = -394\ kJ/mol$$

Generalizando, temos:

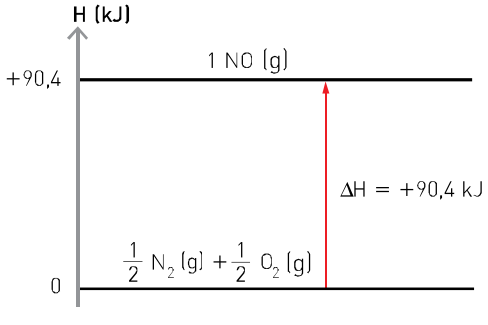
entalpia de formação = entalpia da substância

> *O resultado negativo não significa que o CO_2 (g) tem "energia negativa", mas sim que seu conteúdo energético (entalpia) é menor do que as entalpias do C_{graf} e do O_2 (g), as quais, por convenção, são iguais a zero.*
> *Qualquer outra reação em que ocorra a formação de CO_2 (g), de modo diferente do que foi apresentado, não indica a entalpia de formação do CO_2 (g). Por exemplo:*
> $C_{diam} + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -395{,}9\ kJ/mol$
> *Note que o ΔH (−395,9 kJ/mol) dessa reação é diferente do ΔH de formação (−394 kJ/mol).*

Vamos analisar agora o ΔH envolvido na formação do NO (g) (monóxido de nitrogênio). A equação que representa a reação de formação do NO (g) é:

$$\frac{1}{2}\ N_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 1\ NO\ (g) \qquad \Delta H = +90{,}4\ kJ/mol$$

Essa reação também pode ser representada pelo gráfico:



Logo, podemos concluir que:

$$\Delta H_{\text{formação do NO}} = H_{NO} = +90{,}4\ kJ/mol$$

Os valores das entalpias padrão de formação normalmente são apresentados em tabelas.

ENTALPIAS PADRÃO DE FORMAÇÃO, ΔH^0, A 298 K		
Substância	**Fórmula**	**ΔH_f^0 (kJ/mol)**
acetileno	C_2H_2 (g)	226,7
água	H_2O (ℓ)	−285,8
amônia	NH_3 (g)	−46,19
benzeno	C_6H_6 (ℓ)	49,0
bicarbonato de sódio	$NaHCO_3$ (s)	−947,7
brometo de hidrogênio	HBr (g)	−36,23
carbonato de sódio	Na_2CO_3 (s)	−1 130,9
cloreto de hidrogênio	HCl (g)	−92,30
cloreto de prata	AgCl (s)	−127,0
cloreto de sódio	NaCl (s)	−410,9
diamante	C (s)	1,88
dióxido de carbono	CO_2 (g)	−393,5
etano	C_2H_6 (g)	−84,68
etanol	C_2H_5OH (ℓ)	−277,7
etileno	C_2H_4 (g)	52,30
fluoreto de hidrogênio	HF (g)	−268,6
glicose	$C_6H_{12}O_6$ (s)	−1 273
iodeto de hidrogênio	HI (g)	25,9
metano	CH_4 (g)	−74,8
metanol	CH_3OH (ℓ)	−238,6
monóxido de carbono	CO (g)	−110,5
óxido de cálcio	CaO (s)	−635,5
propano	C_3H_8 (g)	−103,85
sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$ (s)	−2 221
vapor-d'água	H_2O (g)	−241,8

Fonte: Brown, Theodore L. *et alii*. *Química. A ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson/Prentice Hall, 2005.

Esse tipo de tabela é muito útil, pois permite calcular a entalpia de muitas outras substâncias, assim como o ΔH de um grande número de reações. Para efetuar corretamente esses cálculos, devemos lembrar que:

ΔH de formação = H da substância

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Determinação da entalpia de formação de uma substância a partir de uma equação termoquímica

A equação de decomposição do mármore pode ser representada por:

$$CaCO_3\,(s) \longrightarrow CaO\,(s) + CO_2\,(g) \qquad \Delta H = +177{,}5\ kJ/mol$$

Na tabela, encontramos as entalpias:

$$H_{CaO\,(s)} = -635{,}5\ kJ/mol \quad \text{e} \quad H_{CO_2\,(g)} = -393{,}5\ kJ/mol$$

No entanto, nela não encontramos a entalpia de $H_{CaCO_3\,(s)}$, que pode ser determinada da seguinte maneira:

$$\underbrace{CaCO_3\,(s)}_{H_{CaCO_3\,(s)} = ?} \longrightarrow \underbrace{CaO\,(s) + CO_2\,(g)}_{(-635{,}5)\ \ (-393{,}5)} \qquad \Delta H = +177{,}5\ kJ/mol$$

H_R $\qquad$ H_P

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = [(H_{CaO\,(s)}) + (H_{CO_2\,(g)})] - [(H_{CaCO_3\,(s)})]$$

$$+177{,}5 = [(-635{,}5) + (-394)] - [(H_{CaCO_3\,(s)})]$$

$$+177{,}5 = [-635{,}5 - 393{,}5] - H_{CaCO_3\,(s)}$$

$$H_{CaCO_3\,(s)} = -1029 - 177{,}5$$

$$H_{CaCO_3\,(s)} = -1206{,}5 \text{ kJ/mol}$$

Entalpia de combustão

Entalpia de combustão: energia liberada na combustão completa de **1 mol** de uma substância no estado padrão.

São classificadas como **reações de combustão** aquelas em que uma substância, denominada **combustível**, reage com o gás oxigênio (O_2), denominado **comburente**. Por serem sempre exotérmicas, essas reações apresentam $\Delta H < 0$.

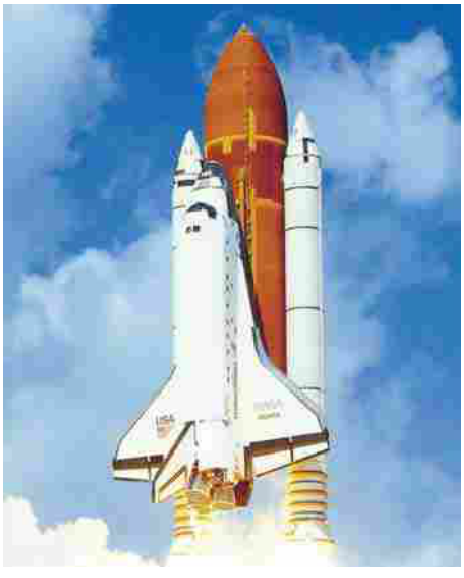
Veja alguns exemplos:

- **Combustão completa do gás hidrogênio (H_2)**

$$\underset{1\text{ mol}}{1\,H_2\,(g)} + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow 1\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H = -286 \text{ kJ/mol}$$

Essa equação indica que na combustão completa de 1 mol de H_2 (g) ocorre a liberação de 286 kJ:

entalpia de combustão do H_2 (g) = −286 kJ/mol



Stock Connection Blue/Alamy/Glow Images

O gás hidrogênio é utilizado como combustível em ônibus espaciais.

- **Combustão completa do álcool etílico (C_2H_6O)**

$$C_2H_6O\,(\ell) + 3\,O_2\,(g) \longrightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H = -1368 \text{ kJ/mol}$$

Pela equação, podemos concluir que na combustão completa de 1 mol de C_2H_6O (ℓ) ocorre a liberação de 1368 kJ:

entalpia de combustão do C_2H_6O (ℓ) = −1368 kJ/mol

Quando os combustíveis são formados por carbono, hidrogênio e oxigênio, os produtos das reações (combustões completas) serão sempre CO_2 (g) e H_2O (ℓ).

A variação de entalpia na combustão completa pode ser denominada **entalpia de combustão**, **ΔH de combustão**, **calor de combustão** ou **entalpia padrão de combustão**.

Dorling Kindersley/Easypix Brasil

O etanol é o álcool presente nas bebidas alcoólicas, utilizadas, por exemplo, na preparação de alimentos flambados.

Exercício resolvido

(PUC-SP) **Vida é energia**

A vida é um fenômeno que requer energia, pois se constitui de um conjunto de processos que envolve trabalho. Os seres vivos necessitam de energia para se manter, se desenvolver e se reproduzir, e as formas de obtenção dessa energia são diversas. Os animais, por exemplo, obtêm energia dos alimentos que consomem. Apesar de os carboidratos serem considerados o principal "combustível" celular, proteínas e gorduras também são importantes fontes energéticas, como indicado na tabela a seguir:

Macronutriente	Valor energético (kcal/g)
carboidrato	4,0
proteína	4,0
lipídio	9,0

Esses macronutrientes desempenham também outras funções importantes no organismo e devem estar presentes em quantidades adequadas na dieta. Para um adolescente, a dieta adequada deve conter entre 60% e 70% de carboidratos, 20% e 25% de gorduras e 10% e 15% de proteínas.

Um rapaz de 16 anos e 60 kg de massa, cuja atividade física pode ser classificada como moderada, teve a quantidade diária de nutrientes ingerida registrada durante um mês.

A tabela a seguir apresenta os valores médios diários obtidos ao final do período.

Macronutriente	Massa consumida (g) (média diária)
carboidrato	200
proteína	150
lipídio	150

a) Determine o valor energético de sua dieta e a proporção média de cada nutriente ingerido. Indique se a dieta está adequada. Justifique sua resposta.

b) Escreva a equação de combustão completa da glicose ($C_6H_{12}O_6$).

c) A partir dos dados da tabela de valores energéticos, determine a entalpia de combustão de um mol dessa substância. A partir das entalpias de formação do gás carbônico e da água, determine a entalpia de formação da glicose.

Massas molares: $M_{glicose}$ = 180 g/mol; C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol.

$C\,(s) + O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g)$

$\Delta H_{formação} = -95$ kcal/mol de CO_2

$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow H_2O\,(\ell)$

$\Delta H_{formação} = -70$ kcal/mol de H_2O

Solução

a) Valor energético da dieta:

Consumo médio de carboidratos = 200 g/dia

1,0 g de carboidrato _____ 4,0 kcal

200 g de carboidrato _____ x

x = 800 kcal

Consumo médio de proteínas = 150 g/dia

1,0 g de proteína _____ 4,0 kcal

150 g de proteína _____ x

x = 600 kcal

Consumo médio de lipídios = 150 g/dia

1,0 g de lipídio _____ 9,0 kcal

150 g de lipídio _____ x

x = 1 350 kcal

Valor total = 800 + 600 + 1 350 = 2 750 kcal

O valor energético diário recomendado para rapazes entre 15 e 18 anos é igual a 45 kcal/kg.
O rapaz de 16 anos e 60 kg deveria ingerir:

1 kg _____ 45 kcal

60 kg _____ x

x = 2 700 kcal

A proporção média em massa de cada nutriente ingerido é:

	carboidrato		proteína		lipídio
	$\frac{200\ g}{50}$		$\frac{150\ g}{50}$		$\frac{150\ g}{50}$
proporção	4	:	3	:	3
% em massa	40		30		30

Em termos energéticos, a dieta está um pouco acima do valor adequado:

- 2 750 kcal ⟶ ingerido;
- 2 700 kcal ⟶ adequado.

Em termos nutricionais, a dieta está inadequada, pois:

Quantidade adequada	Quantidade ingerida
60% a 70% de carboidratos	40%
20% a 25% de gorduras (lipídios)	30%
10% a 15% de proteínas	30%

b) Equação de combustão completa da glicose:

$$1\ C_6H_{12}O_6\ (s) + 6\ O_2\ (g) \longrightarrow 6\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (\ell)$$

c) A entalpia de combustão da glicose corresponde à energia liberada na queima de 1 mol (180 g) de glicose:

1,0 g _____ 4,0 kcal

180 g _____ x

x = 720 kcal

Logo, $\Delta H = -720$ kcal/mol.

A entalpia de formação da glicose pode ser calculada pela equação

$$\underbrace{C_6H_{12}O_6\ (s)}_{x} + \underbrace{6\ O_2\ (g)}_{zero} \rightarrow \underbrace{6\ CO_2}_{6(-95\ kcal)} + \underbrace{6\ H_2O\ (\ell)}_{6(-70\ kcal)}$$

$H_i = x$ $\qquad$ $H_f = -990$ kcal

$\Delta H = -720$ kcal

$\Delta H = H_f - H_i$

$-720 = (-990) - (x)$

A entalpia de formação da glicose é igual a −270 kcal/mol.

Exercícios fundamentais

1. Equacione as reações termoquímicas de formação das substâncias $HC\ell\,(g)$, $C_2H_2\,(g)$, $HNO_3\,(\ell)$, NaOH (s) e $C_6H_{12}O_6$ (s).

2. Considere as equações termoquímicas e indique o ΔH do $CS_2\,(\ell)$ e o do $NaC\ell O_3$ (s).

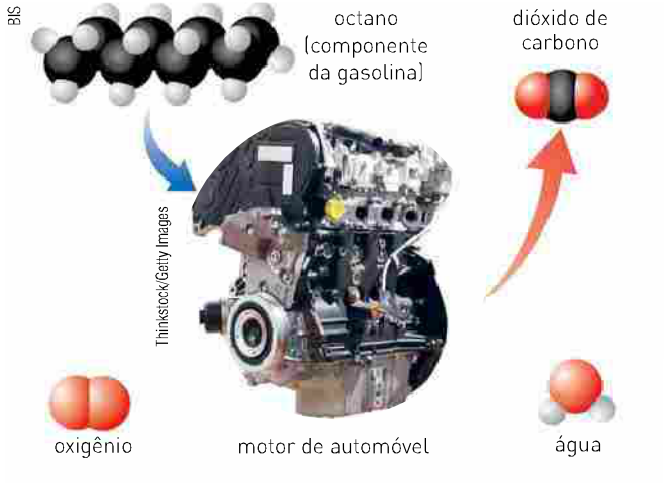
I. $C_{graf} + 2\,S_{rômb} \longrightarrow CS_2\,(\ell) \quad \Delta H = +79{,}6$ kJ/mol

II. $Na\,(s) + \frac{1}{2}\,C\ell_2\,(g) + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow NaC\ell O_3\,(s)$

$\Delta H = -359$ kJ/mol

3. Um dos componentes do GLP (gás liquefeito do petróleo) é o propano, C_3H_8, cuja entalpia de combustão é igual a 2.044 kJ/mol. Escreva em seu caderno a equação termoquímica de combustão completa do $C_3H_8\,(g)$.

Observe a ilustração a seguir, que mostra uma representação molecular da utilização de um dos componentes da gasolina: o octano (C_8H_{18}). Em seguida, responda às questões de **4** a **8**.



4. O esquema ilustra uma reação de formação ou de combustão?

5. Equacione a reação termoquímica de formação do octano líquido, do gás carbônico e da água líquida.

6. Equacione a reação termoquímica de combustão completa do octano líquido.

7. Calcule o calor liberado ou o absorvido na combustão completa de 5 mol de $C_8H_{18}\,(\ell)$ (ΔH de combustão do $C_8H_{18}\,(\ell) = 5\,520$ kJ/mol).

8. Conhecendo o ΔH de combustão do $C_8H_{18}\,(\ell)$, o ΔH de formação do $CO_2\,(g)$, -394 kJ, e o ΔH de formação da $H_2O\,(\ell)$, $-285{,}5$ kJ, calcule o ΔH de formação do $C_8H_{18}\,(\ell)$.

9. (UFMG) A queima de metano na presença de oxigênio pode produzir duas substâncias distintas que contêm carbono:

- monóxido de carbono, produzido pela combustão incompleta do metano; e
- dióxido de carbono.

As equações químicas dessas reações são:

Reação I $\quad CH_4\,(g) + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(g) + CO\,(g)$

Reação II $\quad CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(g) + CO_2\,(g)$

Considerando-se essas reações, é correto afirmar que:

a) ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em I é menor que em II.

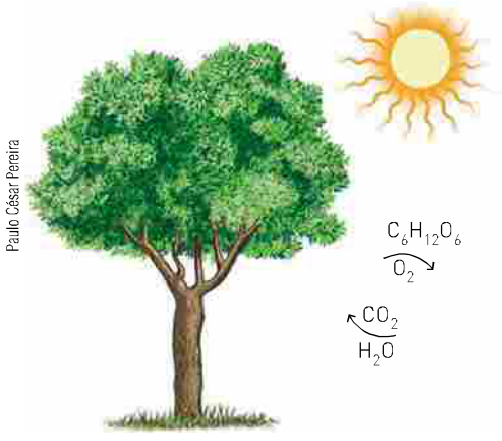
b) ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em I é menor que em II.

c) ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em II é menor que em I.

d) ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em II é menor que em I.

Testando seu conhecimento

1. A etapa fotoquímica da fotossíntese, conhecida como "reação de claro", é assim chamada por ocorrer somente na presença de luz.



A reação da fotossíntese pode ser representada simplificadamente por:

$$6\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (v) \longrightarrow C_6H_{12}O_6\ (s) + 6\ O_2\ (g)$$

Conhecendo as entalpias padrão de formação das substâncias abaixo, calcule o ΔH da reação de fotossíntese.

CO_2 (g): $\Delta H = -393$ kJ/mol

H_2O (v): $\Delta H = -241$ kJ/mol

$C_6H_{12}O_6$ (s): $\Delta H = -991$ kJ/mol

2. Considere as entalpias de formação em kJ/mol no estado padrão.

$MgO\ (s) = -600$

$A\ell_2O_3\ (s) = -1\,670$

Calcule a variação da entalpia (ΔH) da reação representada pela equação:

$$3\ MgO\ (s) + 2\ A\ell\ (s) \longrightarrow 3\ Mg\ (s) + A\ell_2O_3\ (s)$$

3. A reação de combustão completa do benzeno pode ser representada pela equação:

$$C_6H_6\ (\ell) + \frac{15}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 6\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

Conhecendo as entalpias de formação a 25 °C das substâncias indicadas no quadro abaixo, calcule o ΔH de combustão do benzeno (C_6H_6).

Substância	ΔH de formação (a 25 °C em kJ/mol)
$C_6H_6\ (\ell)$	+80
$CO_2\ (g)$	−400
$H_2O\ (g)$	−240

4. O gás eteno, também conhecido com o nome de etileno, é o responsável pelo amadurecimento natural de frutas. Como os outros hidrocarbonetos, também pode participar de reações de combustão, que são exotérmicas.

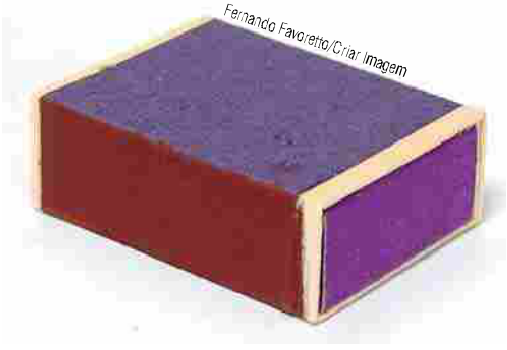
Substância	ΔH_f (a 25 °C em kcal/mol)
$C_2H_4\ (g)$	+12,5
$CO_2\ (g)$	−94,1
$H_2O\ (\ell)$	−68,3

Utilizando os dados do quadro, resolva os itens.

a) Equacione a combustão completa do eteno (C_2H_4).

b) Calcule seu calor de combustão.

5. Na "cabeça" dos fósforos de segurança existe uma substância sólida chamada trissulfeto de tetrafósforo. Quando a cabeça dos palitos é atritada contra a lixa presente na lateral das caixas de fósforos, esta substância reage com o gás oxigênio e se inflama. Nessa reação são produzidas uma substância sólida, decóxido de tetrafósforo, e uma substância gasosa, o dióxido de enxofre.



Substância	ΔH_f (kJ/mol) a 25 °C
trissulfeto de tetrafósforo (s)	−151,0
decóxido de tetrafósforo (s)	−2940,0
dióxido de enxofre (g)	−296,8

Conhecendo os dados da tabela acima, resolva os itens:

a) Escreva a equação que representa a reação descrita, indicando os estados físicos dos reagentes e dos produtos.

b) Calcule o ΔH de combustão da reação.

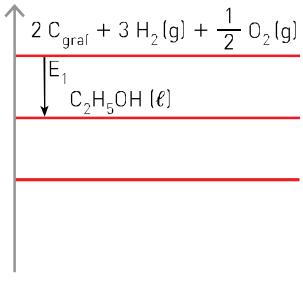
c) Calcule o calor liberado na combustão de 44 g de trissulfeto de tetrafósforo.

Dado: massa molar do trissulfeto de tetrafósforo: 220 g/mol.

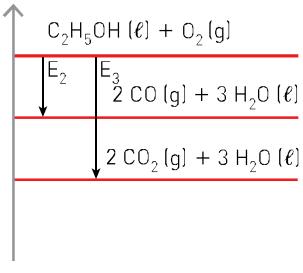
6. Os biocombustíveis são uma opção de energia renovável em substituição aos derivados do petróleo, como a gasolina. Um dos biocombustíveis mais consumidos no Brasil é o etanol (C_2H_5OH), obtido a partir da cana-de-açúcar.

Observe os gráficos abaixo e classifique as afirmações a seguir em falsas ou verdadeiras.

1)



2)



I. A energia E_1 corresponde à entalpia de formação do etanol líquido.

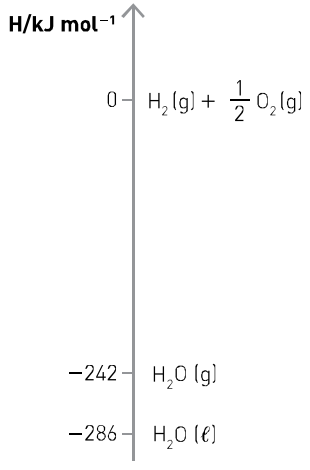
II. A energia E_2 corresponde à entalpia da combustão completa do etanol.

III. A entalpia da combustão completa do etanol libera mais energia do que sua combustão incompleta.

IV. A transformação do CO em CO_2 é um processo exotérmico.

V. A entalpia das substâncias C_{graf}; H_2 (g) e O_2 (g) a 1 bar e 298,15 K (condição padrão) é zero.

7. (UFSJ-MG) O diagrama abaixo apresenta transformações físico-químicas da água:



Com base nesse diagrama, é *correto* afirmar que:

a) a entalpia de formação da água líquida é 286 kJ/mol.
b) o calor liberado na vaporização da água é 44 kJ/mol.
c) a obtenção de 1 mol de água gasosa a partir de O_2 e H_2 libera 242 kJ.
d) a decomposição da água líquida é um processo exotérmico.

8. (Udesc) Da reação: $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g) + CO_2(g)$; $\Delta H = -220$ kcal/mol, conclui-se que:

a) a combustão de 32 g de metano libera 440 kcal.
b) a combustão de 48 g de metano absorve 660 kcal.
c) a combustão completa de 32 g de metano necessita de 2 litros de $O_2(g)$.
d) a combustão de 160 g de metano libera 220 kcal.
e) a reação é endotérmica.

9. (UEPG-PR) Com relação às equações abaixo, assinale o que for correto.

$C_{(grafite)} + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -94{,}1$ kcal
$C_{(diamante)} + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -94{,}5$ kcal
$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H = -68{,}4$ kcal
$H_2O(\ell) \longrightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$ $\quad \Delta H = +68{,}4$ kcal

01) Considerando os valores de entalpia, pode-se afirmar que a variedade alotrópica $C_{(diamante)}$ é mais estável que $C_{(grafite)}$.
02) O valor de ΔH na equação de formação da água significa que houve liberação de 68,4 kcal/mol.
04) O carbono, na forma grafite ou diamante, ao reagir com $O_2(g)$, forma o mesmo produto com diferentes valores de ΔH.
08) A decomposição da molécula de água consiste em processo exotérmico.

10. (PUC-RS) Com base na análise das equações a seguir, que representam reações de combustão do metano e as respectivas entalpias.

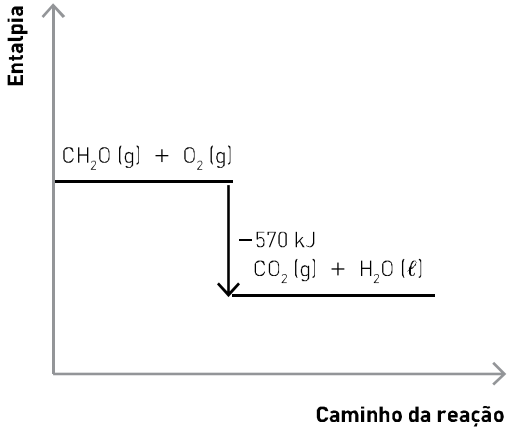
I. $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H = -802$ kJ/mol
II. $CH_4(g) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \longrightarrow CO(g) + 2\,H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H = -520$ kJ/mol
III. $CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow C(g) + 2\,H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H = -408{,}5$ kJ/mol

É correto afirmar que:

a) a equação I representa combustão completa e consome 802 kJ de calor por grama de metano queimado.
b) a equação II representa a combustão completa do metano, produzindo monóxido de carbono, que é muito tóxico.
c) em ambiente suficientemente rico em oxigênio, é possível obter aproximadamente 50 kJ de calor por grama de metano queimado.
d) a equação III representa a combustão incompleta, que produz fuligem e libera 34 kJ de calor a cada grama de combustível queimado.
e) as três reações representadas necessitam de uma fonte de energia, como uma fagulha ou faísca, para iniciarem e por essa razão são endotérmicas.

11. (Unifesp) Sob a forma gasosa, o formol (CH_2O) tem excelente propriedade bactericida e germicida. O gráfico repre-

senta a variação de entalpia na queima de 1 mol de moléculas de formol durante a reação química.



Dadas as entalpias padrão de formação do $H_2O\,(\ell) = -286$ kJ/mol e do $CO_2\,(g) = -394$ kJ/mol, calcule a entalpia padrão de formação do formol.

12. (Uerj) O trióxido de diarsênio é um sólido venenoso obtido pela reação do arsênio (As) com o gás oxigênio. Sua entalpia padrão de formação é igual a $-660\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Escreva a equação química completa e balanceada da obtenção do trióxido de diarsênio. Em seguida, calcule a quantidade de energia, em quilojoules, liberada na formação desse sólido a partir da oxidação de 1,5 kg de arsênio.

Aprofundando seu conhecimento

1. (Espcex-Aman) Baseado no texto a seguir responda à(s) questão(ões).
Reações conhecidas pelo nome de Termita são comumente utilizadas em granadas incendiárias para destruição de artefatos, como peças de morteiro, por atingir temperaturas altíssimas devido à intensa quantidade de calor liberada e por produzir ferro metálico na alma das peças, inutilizando-as. Uma reação de Termita muito comum envolve a mistura entre alumínio metálico e óxido de ferro III, na proporção adequada, e gera como produtos o ferro metálico e o óxido de alumínio, além de calor, conforme mostra a equação da reação:

$2\ A\ell\,(s) + Fe_2O_3\,(s) \longrightarrow 2\ Fe\,(s) + A\ell_2O_3\,(s) + \text{calor}$

Reação de Termita

Dados:

Entalpia padrão de formação:

$\Delta H_f^0\ A\ell_2O_3 = -1\,675{,}7\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^0\ Fe_2O_3 = -824{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$;

$\Delta H_f^0\ A\ell^0 = 0\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^0\ Fe^0 = 0\ kJ \cdot mol^{-1}$

Considerando a equação de reação de Termita apresentada e os valores de entalpia (calor) padrão das substâncias componentes da mistura, a variação de entalpia da reação de Termita é:

a) $\Delta H_f^0 = +2\,111{,}2$ kJ
b) $\Delta H_f^0 = -1\,030{,}7$ kJ
c) $\Delta H_f^0 = -851{,}5$ kJ
d) $\Delta H_f^0 = -332{,}2$ kJ
e) $\Delta H_f^0 = -1\,421{,}6$ kJ

2. (UFRGS-RS) O selênio é um elemento que exibe alotropia, isto é, pode ser encontrado em mais de uma forma sólida diferente. A forma mais estável é o selênio cinza, mas esse elemento também pode ser encontrado como selênio α e como selênio vítreo.
Sabendo que a entalpia de formação do selênio α é de 6,7 kJ mol^{-1}, e que a entalpia de formação do óxido de selênio gasoso é de 53,4 kJ mol^{-1}, a entalpia da reação $2\ Se(s,\alpha) + O_2(g) \longrightarrow 2\ SeO\,(g)$ será:

a) $-120{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$
b) $-60{,}1\ kJ \cdot mol^{-1}$
c) $46{,}7\ kJ \cdot mol^{-1}$
d) $93{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$
e) $106{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}$

3. (UFPE) Qual o valor do calor liberado (em kJ), na reação de hidrogenação do benzeno líquido ao cicloexano líquido, na pressão padrão constante e temperatura ambiente por mol de H_2 (g) consumido?
Considere as seguintes entalpias de formação padrão em 298 K:

Δ_fH^0 (benzeno líquido) $= +49\ kJ \cdot mol^{-1}$ e Δ_fH^0 (cicloexano líquido) $= -155\ kJ \cdot mol^{-1}$.

$C_6H_6\,(\ell) + 3H_2\,(g) \longrightarrow C_6H_{12}\,(\ell)$

4. (FGV-SP) O Teflon é um polímero sintético amplamente empregado. Ele é formado a partir de um monômero que se obtém por pirólise do trifluormetano.
O trifluormetano, CHF_3, é produzido pela fluoração do gás metano, de acordo com a reação:

$$CH_4\,(g) + 3\,F_2\,(g) \longrightarrow CHF_3\,(g) + 3\,HF\,(g).$$

Dados:

	ΔH_f^0 (kJ · mol^{-1})
CHF_3 (g)	−1 437
CH_4 (g)	−75
HF (g)	−271

A entalpia padrão da reação de fluoração do gás metano, em kJ · mol^{-1}, é igual a:
a) −1 633. **b)** −2 175. **c)** −2 325. **d)** +1 633. **e)** +2 175.

5. (Ufes) O metanol sofre combustão total, formando dióxido de carbono e vapor d'água.

Substância	Calor padrão de formação a 25 °C (kJ · mol^{-1})
$H_2O\,(g)$	−241,8
$CO_2\,(g)$	−393,5
$CH_3OH\,(g)$	−239,0

a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão do metanol.
b) Calcule o calor de combustão da reação, em kJ · mol^{-1}, com base nos valores da tabela acima.
c) Calcule a massa de CO_2 (em gramas), produzida na combustão de 128 gramas de metanol.

6. (UFSM) O alumínio reage com o óxido de ferro, a altas temperaturas, de acordo com a seguinte reação:

$$2\,A\ell\,(s) + Fe_2O_3\,(s) \longrightarrow 2\,Fe\,(s) + A\ell_2O_3\,(s)$$

Assinale a alternativa que apresenta a entalpia padrão dessa reação, em kJ/mol.
Dados:

$2\,Fe\,(s) + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow Fe\,(s) + O_3\,(s);\ \Delta H^0 = -824\ kJ/2$ $\qquad$ $2\,A\ell\,(s) + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow A\ell_2O_3\,(s);\ \Delta H^0 = -1676\ kJ/mol$

a) +2 500 **b)** +852 **c)** +824 **d)** −824 **e)** −852

7. (UFPR) Fulerenos são compostos de carbono que podem possuir forma esférica, elipsoide ou cilíndrica. Fulerenos esféricos são também chamados *buckyballs*, pois lembram a bola de futebol. A síntese de fulerenos pode ser realizada a partir da combustão incompleta de hidrocarbonetos em condições controladas.
a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60}.
b) Fornecidos os valores de entalpia de formação na tabela a seguir, calcule a entalpia da reação padrão do item *a*.

Espécie	$\Delta_f H^0$ (kJ · mol^{-1})
$H_2O\,(\ell)$	−286
$C_6H_6\,(\ell)$	49
$C_{60}\,(s)$	2 327

8. (PUCCamp-SP) São dadas as entalpias padrão de formação das seguintes substâncias:

Substâncias	ΔH^0 de formação (kJ/mol)
$CO_2\,(g)$	−393,3
$H_2O\,(g)$	285,8
$CH_3 — OH\,(\ell)$	−238,5

Na combustão completa de 0,5 mol de metanol, a 25 °C e 1 atm de pressão, há:
a) liberação de 726,3 kJ.
b) absorção de 726,3 kJ.
c) liberação de 363,2 kJ.
d) absorção de 363,2 kJ.
e) liberação de 181,6 kJ.

9. (Unifesp) O nitrogênio tem a característica de formar com o oxigênio diferentes óxidos: N_2O, o "gás do riso"; NO, incolor, e NO_2, castanho, produtos dos processos de combustão; N_2O_3 e N_2O_5, instáveis e explosivos. Este último reage com água produzindo ácido nítrico, conforme a equação:

$$N_2O_5\,(g) + H_2O\,(\ell) \longrightarrow 2\,HNO_3\,(aq) \qquad \Delta H^0 = -140\ kJ$$

Considere as seguintes equações termoquímicas:

$$N_2\,(g) + 3\,O_2\,(g) + H_2\,(g) \longrightarrow 2\,HNO_3\,(aq) \qquad \Delta H^0 = -415\ kJ$$

$$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H^0 = -572\ kJ$$

A entalpia de formação do pentóxido de nitrogênio, em kJ/mol, é igual a:

a) −847. **b)** −11,0. **c)** +11,0. **d)** +22,0. **e)** +847.

10. (UEL-PR) As figuras 1 e 2 representam dois processos importantes envolvendo energia, responsáveis pela manutenção da vida. Na figura 1 a energia do Sol, ao atingir a superfície da Terra, é a responsável por um processo biológico denominado fotossíntese, que contribui para tornar o mundo habitável. A figura 2 está representando o sistema digestivo do ser humano. O aminoácido denominado glicina é oxidado, no corpo humano, formando ureia, dióxido de carbono e água. A tabela fornece as entalpias padrão de formação das substâncias envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2.

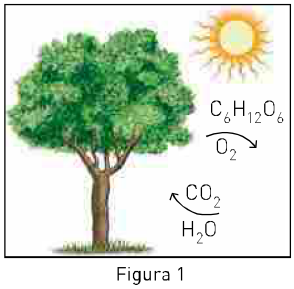


Figura 1

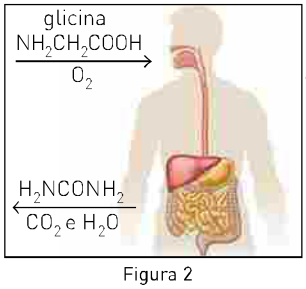


Figura 2

Ilustrações: Paulo César Pereira

Substância	ΔH^0 de formação (kcal/mol)
$CO_2\,(g)$	−94
$H_2O\,(\ell)$	−68
$C_6H_{12}O_6\,(s)$	−303
$O_2\,(g)$	0
$NH_2CH_2COOH\,(s)$	−127
$H_2NCONH_2\,(s)$	−80

Com base nas informações dadas nas figuras 1 e 2, na tabela e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

I. A equação química que representa, de maneira simplificada, o processo da figura 1 é:

$$6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(\ell) \longrightarrow C_6H_{12}O_6\,(s) + 6\,O_2\,(g)$$

II. No processo representado pela figura 2, para a obtenção de 1 mol de ureia, deverá ocorrer o consumo de 1 mol de glicina.

III. A reação química representada na figura 2 é uma fonte de energia (calor) para o corpo.

IV. As quantidades de energia envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2 são 560 kcal/mol de glicose e 1.306 kcal/mol de ureia.

Indique a alternativa que contém todas as afirmativas corretas:

a) I e II **b)** I e III **c)** II e IV **d)** I, III e IV **e)** II, III e IV

11. (Unifesp) Devido aos atentados terroristas ocorridos em Nova Iorque, Madri e Londres, os Estados Unidos e países da Europa têm aumentado o controle quanto à venda e produção de compostos explosivos que possam ser usados na confecção de bombas. Dentre os compostos químicos explosivos, a nitroglicerina é um dos mais conhecidos. É um líquido à temperatura ambiente, altamente sensível a qualquer vibração, decompondo-se de acordo com a equação:

$$2\,C_3H_5(NO_3)_3\,(\ell) \longrightarrow 3\,N_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) + 6\,CO_2\,(g) + 5\,H_2O\,(g)$$

Considerando-se uma amostra de 4,54 g de nitroglicerina, massa molar 227 g/mol, contida em um frasco fechado com volume total de 100,0 mL:

a) Calcule a entalpia envolvida na explosão.

Dados:

Substância	ΔH^0 formação (kJ/mol)
$C_3H_5(NO_3)_3\,(\ell)$	−364
$CO_2\,(g)$	−394
$H_2O\,(g)$	−242

b) Calcule a pressão máxima no interior do frasco antes de seu rompimento, considerando-se que a temperatura atinge 127 °C.

Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

12. (Unicamp-SP) A população humana tem crescido inexoravelmente, assim como o padrão de vida. Consequentemente, as exigências por alimentos e outros produtos agrícolas têm aumentado enormemente e hoje, apesar de sermos mais de 6 bilhões de habitantes, a produção de alimentos na Terra suplanta nossas necessidades. Embora um bom tanto de pessoas ainda morra de fome e outro tanto morra pelo excesso de comida, a solução da fome passa, necessariamente, por uma mudança dos paradigmas da política e da educação.

Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química. Sejamos críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem proporcionado à melhoria e continuidade da vida.

Quando se utiliza um biossistema integrado numa propriedade agrícola, biodigestão é um dos processos essenciais desse conjunto. O biodigestor consiste de um tanque, protegido do contato com o ar atmosférico, onde a matéria orgânica de efluentes, principalmente fezes animais e humanas, é metabolizada por bactérias. Um dos subprodutos obtidos nesse processo é o gás metano, que pode ser utilizado na obtenção de energia em queimadores.

As partes sólida e líquida que sobram são transformadas em fertilizante. Dessa forma, faz-se o devido tratamento dos efluentes e ainda se obtêm subprodutos com valor agregado.

a) Sabe-se que a entalpia molar de combustão do metano é de −803 kJ/mol; que a entalpia molar de formação desse mesmo gás é de −75 kJ/mol; que a entalpia molar de formação do CO_2 é de −394 kJ/mol. A partir dessas informações, calcule a entalpia molar de formação da água nessas mesmas condições.

No aparelho digestório de um ruminante ocorre um processo de fermentação de hexoses, semelhante ao que ocorre nos biodigestores. A equação a seguir tem sido utilizada para representar essa fermentação:

$$58\ C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 59\ CH_3COOH + 24\ CH_3CH_2COOH + 15\ CH_3CH_2CH_2COOH + 62{,}5\ CO_2 + 35{,}5\ CH_4 + 27\ H_2O$$

b) Considere a seguinte afirmação: "o processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global", você concorda? Responda *sim* ou *não* e explique sua resposta.

c) Qual seria o número de mols de gás metano produzido na fermentação de 5,8 quilogramas de hexose ingeridos por um ruminante?

13. (Olimpíada Norte/Nordeste de Química) Considere um botijão de gás que contém 8 kg de GLP.

Nesse recipiente, as porcentagens em massa desses gases são 60% de butano, 30% de propano e 10% de isobutano.

A entalpia de combustão (ΔH_c^0) para o butano é igual a −2 877,6 kJ/mol e os valores das entalpias de formação (ΔH_f^0) dos gases acima citados, da água e do gás carbônico são dadas no quadro ao lado.

Composto	ΔH_f^0 kJ/mol
$H_2O\ (\ell)$	−285,8
$C_3H_8\ (g)$	−103,8
$C_4H_{10}\ (g)$	−134,2
$CO_2\ (g)$	−393,5

Dados: massas molares: C_3H_8 = 44 g/mol; C_4H_{10} = 58 g/mol; valor molar de gás a 1 atm e 25 °C = 24 L/mol.

a) Escreva as equações balanceadas da combustão completa de (i) butano e (ii) propano.

b) Calcule as entalpias de combustão do (i) isobutano e do (ii) propano.

c) Calcule o volume de gás em litros, contido no botijão, a 1 atm e 25 °C.

d) Calcule a quantidade de calor produzida na combustão completa de todo o gás contido no botijão.

14. (UEL-PR) A tabela, a seguir, mostra as entalpias padrão de formação ΔH_f^0 a 25 °C.

Substância	Fórmula	ΔH_f^0 kJ/mol
Metanol	$CH_3OH\ (\ell)$	−238,6
Etanol	$C_2H_5OH\ (\ell)$	−277,7
Gás carbônico	$CO_2\ (g)$	−393,5
Água	$H_2O\ (v)$	−241,8

O metanol já foi usado como combustível na fórmula Indy, com o inconveniente de produzir chama incolor e ser muito tóxico. Atualmente, utiliza-se etanol, proveniente da fermentação do caldo na cana-de-açúcar, o mesmo utilizado em automóveis no Brasil.

a) Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00 g de metanol com a produzida por 1,00 g de etanol. Justifique sua resposta.

b) Se um automóvel da fórmula Indy gastar 5 litros de etanol (d = 0,80 g/mL) por volta em um determinado circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

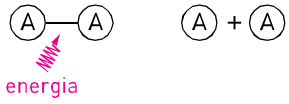
Energia de ligação

Em todas as reações químicas ocorrem quebra das ligações existentes nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos.

Para que ocorra quebra de ligação dos reagentes, é necessário fornecer energia; logo, estamos diante de um processo endotérmico.

Assim, temos:

$A_2 \longrightarrow 2\,A \qquad \Delta H = x\ kJ$



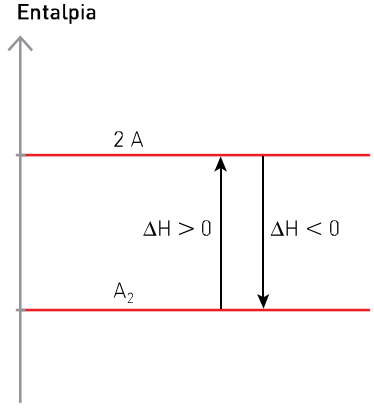
Representação pelo modelo "pau e bola".

Na reação inversa, ou seja, na formação da ligação, a partir dos átomos, ocorre a liberação da mesma quantidade de energia.

$2\,A \longrightarrow A_2 \qquad \Delta H = -x\ kJ$

A energia absorvida na quebra de uma ligação é numericamente igual à energia liberada na sua formação. No entanto, a energia de ligação é definida para a quebra de ligações, por isso sempre terá o valor positivo.

Observe ao lado uma possível representação gráfica para essas reações.



Energia de ligação: energia absorvida na quebra de 1 mol de ligações, no estado gasoso.

Veja alguns casos:

a) $1\ H — H\ (g) \longrightarrow H\ (g) + H\ (g) \qquad \Delta H = +436\ kJ$

A quebra de 1 mol de ligações H — H (g) absorve 436 kJ; dizemos, então, que:

energia de ligação H — H (g) = +436 kJ/mol

b) $1\ C\ell — C\ell\ (g) \longrightarrow C\ell\ (g) + C\ell\ (g) \qquad \Delta H = +242{,}6\ kJ$

energia de ligação $C\ell — C\ell$ (g) = +242,6 kJ/mol

c) $1\ H — C\ell\ (g) \longrightarrow H\ (g) + C\ell\ (g) \qquad \Delta H = +431{,}8\ kJ$

energia de ligação H — $C\ell$ (g) = +431,8 kJ/mol

d) $1\ H — \underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}} — H \longrightarrow 1\ C\ (g) + 4\ H\ (g) \qquad \Delta H = +1652\ kJ$

Nesse caso, temos a quebra de 4 mols de ligações (C — H). Como a energia de ligação é expressa por **mols de ligação**, temos que:

energia média da ligação C — H = +413,4 kJ/mol

Nas moléculas poliatômicas, as interações entre os átomos variam para compostos diferentes que tenham a mesma ligação. Nesses casos, são utilizados valores de energias de ligações médias.

A energia de um mesmo tipo de ligação, em uma mesma molécula, varia para cada etapa de quebra de ligação.

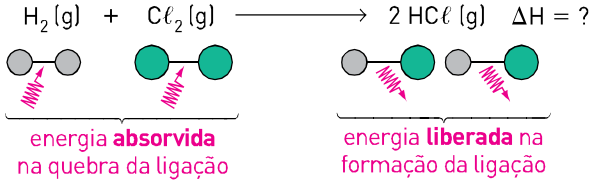
Etapas de quebra	Energia necessária (kJ/mol) (valores aproximados)
$CH_4 \longrightarrow CH_3 + H$	435
$CH_3 \longrightarrow CH_2 + H$	453
$CH_2 \longrightarrow CH + H$	425
$CH \longrightarrow C + H$	339
	1 652
energia de ligação média = 413	

Fonte: GILBERT, Thomas R. *et al. Chemistry. The science in context.* London/New York: W. W. Norton, 2009.

Para determinar a variação de entalpia (ΔH) de uma reação química, devemos imaginar que os reagentes tenham todas as suas ligações quebradas, originando átomos isolados, e que os átomos assim obtidos se unam, formando novas ligações.

A seguir, veremos dois exemplos para a determinação do ΔH, usando valores de energia de ligação.

- **1º exemplo:**



Para romper 1 mol de ligação:

H—H = 436 kJ e Cℓ—Cℓ = 242,6 kJ.

Ou seja:

energia total absorvida = 678,6 kJ

H—Cℓ = 431,8 kJ.

Como são formados 2 mol de HCℓ, temos:

2 H — Cℓ = 863,6 kJ. Ou seja:

energia total liberada = 863,6 kJ

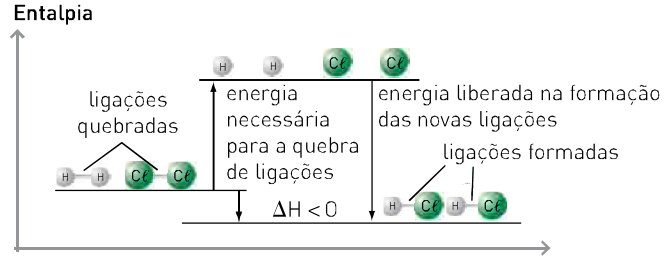
Como a energia liberada é maior que a energia absorvida, essa reação é **exotérmica** (ΔH < 0). O valor absoluto pode ser calculado pela diferença entre o maior e o menor valor de energia. No caso:

$$\underset{\text{valor maior}}{863{,}6} - \underset{\text{valor menor}}{678{,}6} = 185 \text{ kJ}$$

Assim:

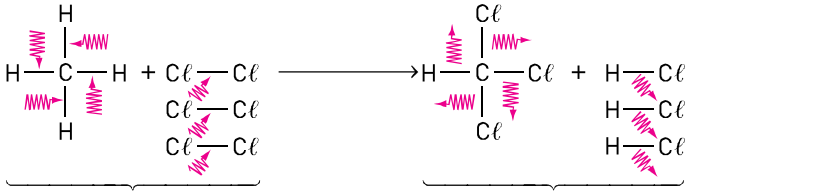
$$H_2\,(g) + C\ell_2\,(g) \longrightarrow 2\ HC\ell\,(g) \qquad \Delta H = -185 \text{ kJ}$$

Uma possível representação gráfica para essa reação é:



- **2º exemplo**

$$CH_4\,(g) + 3\,C\ell_2\,(g) \longrightarrow HCC\ell_3\,(g) + 3\,HC\ell\,(g) \qquad \Delta H = ?$$



energia **absorvida** nas quebras de ligações

$4\,C{-}H = 4\,(413{,}4) = 1\,653{,}6\ kJ$
$3\,C\ell{-}C\ell = 3\,(242{,}6) = 727{,}8\ kJ$

energia total absorvida = 2 381,4 kJ

energia **liberada** nas formações das ligações

$1\,C{-}H = 1\,(413{,}4) = 413{,}4\ kJ$
$3\,C{-}C\ell = 3\,(327{,}2) = 981{,}6\ kJ$
$3\,H{-}C\ell = 3\,(431{,}8) = 1\,295{,}4\ kJ$

energia total liberada = 2 690,4 kJ

Como a energia liberada é maior do que a absorvida, a reação será **exotérmica**, e o seu valor absoluto:

$$\underset{\text{maior}}{2\,690{,}0} - \underset{\text{menor}}{2\,381{,}4} = 309\ kj$$

Assim:

$$CH_4\,(g) + 3\,C\ell_2\,(g) \longrightarrow HCC\ell_3\,(g) + 3\,HC\ell\,(g) \qquad \Delta H = -309\ kJ$$

ENTALPIAS DE LIGAÇÃO MÉDIAS, kJ · MOL^{-1}	
Ligação	**Entalpia de ligação média**
C — H	413
C — C	348
C = C	614
C ≡ C	839
C — O	358
C = O	743*
C — N	293
C — F	485
C — Cℓ	328
C — Br	276
C — I	238
N — H	388
N — N	163
N = N	418
N — O	201
N = O	607
N — F	195
N — Cℓ	381
O — H	463
O — O	146

* No CO_2 a energia da ligação C = O é 799 kJ/mol.

ENTALPIAS DE LIGAÇÃO DE MOLÉCULAS DIATÔMICAS, kJ · MOL^{-1}	
Molécula	**ΔH**
H_2	436
N_2	941
O_2	495
CO	1072
F_2	155
$C\ell_2$	243
Br_2	193
I_2	151
HF	567
HCℓ	431
HBr	366
HI	299

Fonte: GILBERT, Thomas R. *et al. Chemistry. The science in context*. London/New York: W. W. Norton, 2009.

Fonte: GILBERT, Thomas R. *et al. Chemistry. The science in context*. London/New York: W. W. Norton, 2009.

Exercício resolvido

(Fuvest-SP) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia (ΔH) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação.

Assim, na reação representada pela equação:

$$NH_3\,(g) \longrightarrow N\,(g) + 3\,H\,(g)$$

$$\Delta H = 1\,170\ kJ/mol\ de\ NH_3$$

são quebrados 3 mol de ligação N — H, sendo, portanto, a energia de ligação N — H igual a 390 kJ/mol.

Sabendo-se que na decomposição:

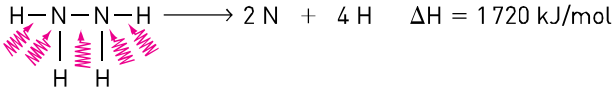
$$N_2H_4\,(g) \longrightarrow 2\,N\,(g) + 4\,H\,(g)$$

$$\Delta H = 1\,720\ kJ/mol\ de\ N_2H_4$$

são quebradas ligações N — N e N — H, qual o valor, em kJ/mol, da energia de ligação N — N?

Solução

Sabendo que a energia da ligação N — H é igual a 390 kJ/mol, vamos escrever a fórmula estrutural do N_2H_4 e fazer a sua decomposição:



São rompidas:

Ligações rompidas	Energia fornecida (kJ)	Energia total (kJ)
4 ligações N — H	4 · (390) = 1 560	(1 560 + x)
1 ligação N — N	1 · **x**	

Como o ΔH da reação é 1 720 kJ/mol, o valor de *x* pode ser calculado por:

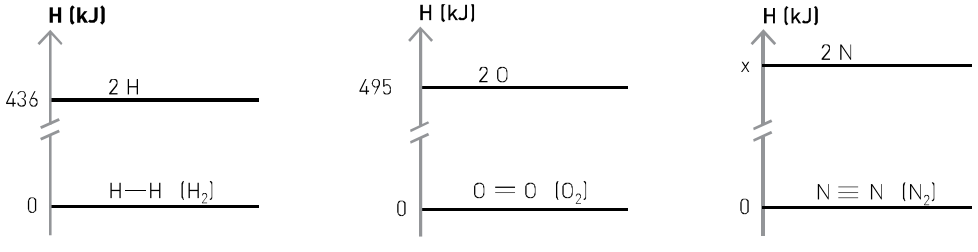
$\Delta H = 1\,560 + x$

$1\,720 = 1\,560 + x$

$x = 160\ kJ/mol$

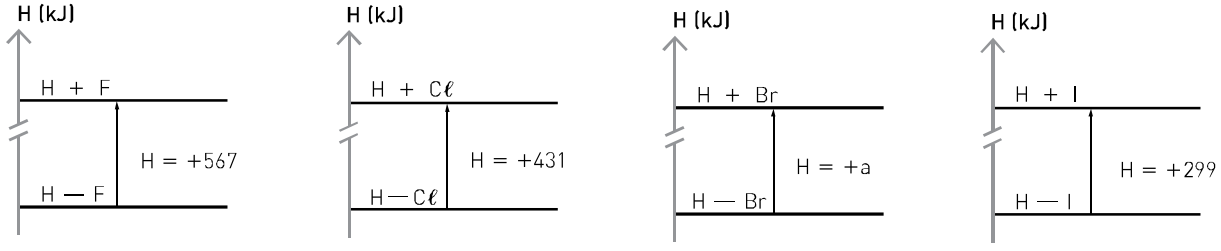
Exercícios fundamentais

1. Observe os seguintes diagramas:



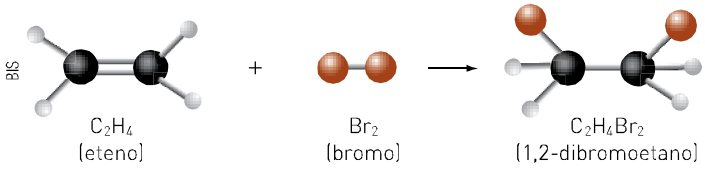
Faça uma previsão para o valor de *x* e justifique a sua resposta.

2. Os diagramas seguintes representam as energias de ligação dos hidretos da família dos halogênios:



Com base no conceito de polaridade de ligações e no da fila de eletronegatividade de Pauling, faça uma previsão para o valor de *a* e justifique a sua resposta.

Observe a reação de bromação do eteno, aí representado pelo modelo "pau e bola":



Responda às questões de **3** a **12**, dadas as energias de ligação em kJ/mol^{-1}.

- C = C ⟶ 614
- C — H ⟶ 413
- C — Br ⟶ 276
- Br — Br ⟶ 193
- C — C ⟶ 348

3. Calcule a quantidade de energia que deve ser fornecida para quebrar todas as ligações em 1 mol de C_2H_4.

4. Calcule a quantidade de energia que deve ser fornecida para quebrar todas as ligações em 1 mol de Br_2.

5. Qual é a energia total absorvida nas quebras das ligações?

6. Calcule a energia liberada na formação de 4 mol de ligações C — H.

7. Calcule a energia liberada na formação de 2 mol de ligações C — Br.

8. Calcule a energia liberada na formação de 1 mol de ligação C — C.

9. Qual é a energia total liberada nas formações das ligações?

10. Classifique a reação em endotérmica ou exotérmica. Justifique sua resposta.

11. Calcule o "saldo" energético.

12. Indique o ΔH da reação.

Testando seu conhecimento

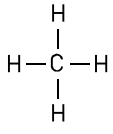
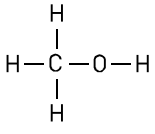
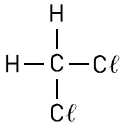
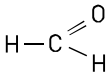
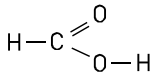
1. (UEL-PR) A transformação representada por $N_2\,(g) \longrightarrow 2\,N\,(g)$ é:

a) endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
b) endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intermoleculares.
c) endotérmica, pois envolve formação de ligações intramoleculares.
d) exotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
e) exotérmica, pois envolve formação de ligações intermoleculares.

2. (UFPA) Considere as seguintes energias de ligação: $kcal \cdot mol^{-1}$

C — Cℓ ... 81 C = O ... 178 H — O ... 110
C — O ... 86 C — H ... 99

Qual dos compostos a seguir requer maior energia para se dissociar completamente em átomos, quando aquecemos 1 mol desse composto, no estado gasoso?

a) 
b) 
c) 
d) 
e) 

3. (Fuvest-SP) Com base nos dados da tabela,

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
H — H	436
Cℓ — Cℓ	243
H — Cℓ	432

pode-se estimar que o ΔH da reação representada por

$$H_2\,(g) + C\ell_2\,(g) \longrightarrow 2\,HC\ell\,(g)$$

dado em kJ por mol de HCℓ (g), é igual a:

a) −92,5 **b)** −185 **c)** −247 **d)** +185 **e)** +92,5

4. (Uni-Rio-RJ) O gás cloro ($C\ell_2$), amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico ($HC\ell$) — um ácido forte, capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:

$$C\ell - C\ell + H - O - H \longrightarrow H - C\ell + H - O - C\ell \qquad C\ell_2\,(g) + H_2O\,(g) \longrightarrow HC\ell\,(g) + HC\ell O\,(g)$$

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol; 25 °C e 1 atm)
$C\ell - C\ell$	243
$H - O$	464
$H - C\ell$	431
$C\ell - O$	205

Utilizando os dados constantes na tabela anterior, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em kJ/mol.

a) +104 **b)** +71 **c)** +52 **d)** −71 **e)** −104

5. (UFRGS-RS) Os valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo.

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
$C - H$	413
$O = O$	494
$C = O$	804
$O - H$	463

Considerando a reação representada por

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(v)$$

o valor aproximado de ΔH, em kJ, é de:

a) −820 **b)** −360 **c)** +160 **d)** +360 **e)** +820

Observação: escrevendo a equação da reação com fórmulas estruturais, ficam mais visíveis a quebra e a formação das ligações.

$$\begin{array}{c} H \\ | \\ H - C - H \\ | \\ H \end{array} + 2\,(O = O) \longrightarrow O = C = O + 2\,(H - O - H)$$

6. (Unifesp) Com base nos dados da tabela

Ligação	Energia média de ligação (kJ/mol)
$O - H$	460
$H - H$	436
$O = O$	490

pode-se estimar que o ΔH da reação representada por

$$2\,H_2O\,(g) \longrightarrow 2\,H_2\,(g) + O_2\,(g)$$

dado em kJ por mol de H_2O (g), é igual a:

a) +239 **b)** +478 **c)** +1 101 **d)** −239 **e)** −478

7. (UPE) A energia de ligação (H — N) em kJ/mol é igual a:

		ΔH
Reação	$3\,H_2\,(g) + N_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$	−78 kJ/mol
Energia de ligação	$H - H$	432 kJ/mol
	$N \equiv N$	942 kJ/mol

a) 772 **b)** 360 **c)** 386 **d)** 1 080 **e)** 260,5

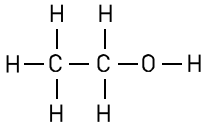
Aprofundando seu conhecimento

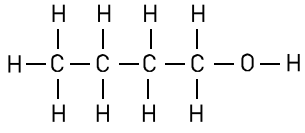
1. (UFG-GO) A tabela a seguir apresenta os valores de energia de ligação para determinadas ligações químicas.

Ligação	Energia (kcal/mol)
C — C	83
C — H	100
C — O	85
O — H	110

Para as moléculas de etanol e butanol, os valores totais da energia de ligação (em kcal/mol) destas moléculas são respectivamente iguais a:

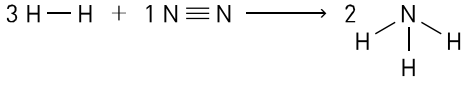
a) 861 e 1 454. **d)** 778 e 1 344.
b) 668 e 1 344. **e)** 778 e 1 134.
c) 668 e 1 134.


etanol


butanol

2. (UFJF-MG) A síntese da amônia foi desenvolvida por Haber-Bosh e teve papel importante durante a 1ª Guerra Mundial. A Alemanha não conseguia importar salitre para fabricação dos explosivos e, a partir da síntese de NH_3, os alemães produziam o HNO_3 e deste chegavam aos explosivos de que necessitavam. A equação que representa sua formação é mostrada abaixo:

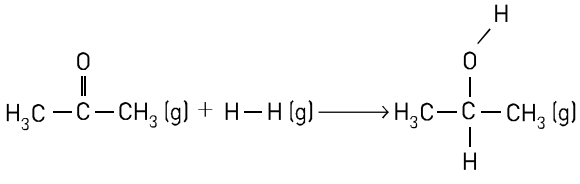
$$3\,H_2\,(g) + N_2\,(g) \longrightarrow 2\,NH_3\,(g)$$

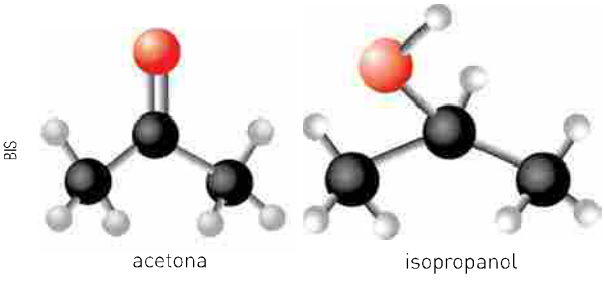


Calcule a variação de entalpia da formação de 1 mol de amônia, a partir das energias de ligação mostradas na tabela a seguir, a 298 K:

Ligação	Energia de ligação ($kJ \cdot mol^{-1}$)
H — H	436
N ≡ N	944
H — N	390

3. (PUC-RJ) Considere o processo industrial de obtenção do propan-2-ol (isopropanol) a partir da hidrogenação da acetona, representada pela equação a seguir.





acetona isopropanol

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C = O	745
H — H	436
C — H	413
C — O	358
O — H	463

Fazendo uso das informações contidas na tabela anterior, é correto afirmar que a variação de entalpia para essa reação, em kJ/mol, é igual a:

a) −53 **b)** +104 **c)** −410 **d)** +800 **e)** −836

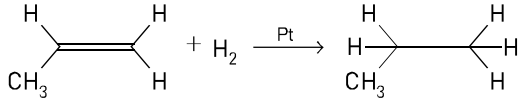
4. (FGV-SP) Na tabela são dadas as energias de ligação (kJ/mol) a 25 °C para algumas ligações simples, para moléculas diatômicas entre H e os halogênios (X).

	H	**F**	**Cℓ**	**Br**	**I**
H	432	568	431	366	298
F		158	254	250	278
Cℓ			243	219	210
Br				193	175
I					151

O cloreto de hidrogênio é um gás que, quando borbulhado em água, resulta numa solução de ácido clorídrico. Esse composto é um dos ácidos mais utilizados nas indústrias e laboratórios químicos. A energia para a formação de 2 mol de cloreto de hidrogênio, em kJ, a partir de seus elementos é igual a:

a) +862 **b)** +187 **c)** −187 **d)** −244 **e)** −862

5. (UFRGS-RS) A reação de hidrogenação do propeno catalisada pela platina, apresentada a seguir, é um importante método sintético aplicado na indústria petroquímica.



Considere os seguintes valores de energias de dissociação, em kJ/mol^{-1}.

- $\Delta H^0_{C=C} = 612$
- $\Delta H^0_{C-C} = 348$
- $\Delta H^0_{C-H} = 436$
- $\Delta H^0_{C-H} = 412$

Desses dados, conclui-se que o efeito térmico da reação apresentada, expresso em kJ, é aproximadamente igual a:

a) −228 **b)** −124 **c)** +124 **d)** +224 **e)** +288

6. (Unicamp-SP) A hidrazina ($H_2N - NH_2$) tem sido utilizada como combustível em alguns motores de foguete. A reação de combustão que ocorre pode ser representada, simplificadamente, pela seguinte equação:

$$H_2N - NH_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow N_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g)$$

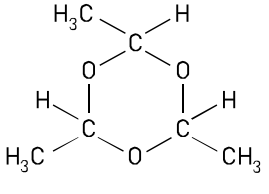
A variação de entalpia dessa reação pode ser estimada a partir dos dados de entalpia das ligações químicas envolvidas. Para isso, considera-se uma absorção de energia quando a ligação é rompida e uma liberação de energia quando a ligação é formada. A tabela a seguir apresenta dados de entalpia por mol de ligações rompidas.

Ligação	**Entalpia ($kJ \cdot mol^{-1}$)**
H — H	436
H — O	464
N — N	163
N = N	514
N ≡ N	946
C — H	413
N — H	389
O = O	498
O — O	134
C = O	799

a) Calcule a variação de entalpia para a reação de combustão de 1 mol de hidrazina.

b) Calcule a entalpia de formação da hidrazina, sabendo-se que a entalpia de formação da água no estado gasoso é de $-242\ kJ \cdot mol^{-1}$.

7. (Uerj) O ciclopropano, anestésico, e o 2,4,6-trimetil-s-trioxano, sedativo, cuja estrutura é apresentada a seguir, são dois compostos químicos utilizados como medicamentos.

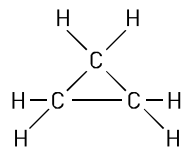


A reação de combustão completa do ciclopropano tem, como produtos finais, dióxido de carbono e água.
Na tabela são apresentados os valores médios de energia de ligação envolvidos nesse processo, nas condições padrão.

Ligação	Energia de ligação ($kcal \cdot mol^{-1}$)
C — C	83
C — H	99
C = O	178
H — O	111
O = O	119

a) Determine a fórmula mínima do 2,4,6-trimetil-s-trioxano.

b) Calcule a entalpia padrão de combustão do ciclopropano.



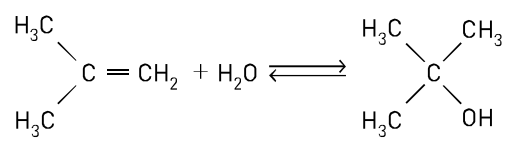
$$+ \frac{9}{2} O = O \longrightarrow 3\,O = C = O + 3\,H - O - H$$

8. (Unicamp-SP) A Lei Periódica observada por Mendeleyev permitiu prever propriedades macroscópicas de elementos e de compostos desconhecidos. Mais tarde verificou-se que propriedades como comprimento e entalpia de ligações covalentes também são propriedades relacionadas com a periodicidade. A seguir estão, parcialmente tabelados, os comprimentos e as energias de ligações das moléculas dos haletos de hidrogênio:

Haleto de hidrogênio	Comprimento da ligação em pm (picômetros)	Entalpia de ligação em kJ/mol
H — F	92	–
H — Cℓ	127	431
H — Br	141	–
H — I	161	299

Com base nos valores tabelados, estime as energias de ligação do H — F e do H — Br mostrando claramente como você procedeu.

9. (Fuvest-SP) Considere o equilíbrio:



A **B**

Calcule, usando as energias de ligação, o valor do ΔH da reação de formação de 1 mol de *B*, a partir de *A*.

Ligação	Energia (kJ/mol)
$(CH_3)_3C$ — OH	389
OH — H	497
$(CH_3)_2C(OH)CH_2$ — H	410
C = C (transformação de ligação dupla em simples)	267

10. (Fuvest-SP) Buscando processos que permitam o desenvolvimento sustentável, cientistas imaginaram um procedimento no qual a energia solar seria utilizada para formar substâncias que, ao reagirem, liberariam energia:

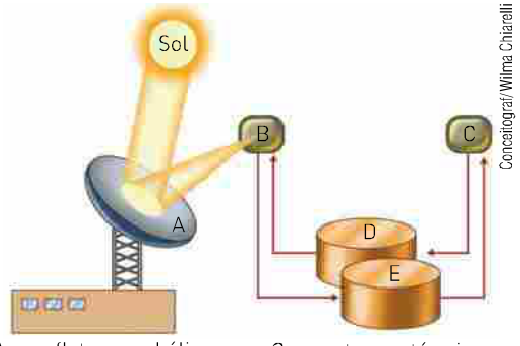
Considere as seguintes reações:

I. $2\,H_2 + 2\,CO \longrightarrow CH_4 + CO_2$

II. $CH_4 + CO_2 \longrightarrow 2\,H_2 + 2\,CO$

e as energias médias de ligação:

H — H	$4{,}4 \cdot 10^2$ kJ/mol
C ═ O(CO)	$10{,}8 \cdot 10^2$ kJ/mol
C ═ O(CO_2)	$8{,}0 \cdot 10^2$ kJ/mol
C — H	$4{,}2 \cdot 10^2$ kJ/mol



Conceitograf/Wilma Chiarelli

A = refletor parabólico
B = reator endotérmico
C = reator exotérmico
D e E = reservatórios

A associação correta que ilustra tal processo é:

	Reação que ocorre em B	Conteúdo de D	Conteúdo de E
a)	I	$CH_4 + CO_2$	CO
b)	II	$CH_4 + CO_2$	$H_2 + CO$
c)	I	$H_2 + CO$	$CH_4 + CO_2$
d)	II	$H_2 + CO$	$CH_4 + CO_2$
e)	I	CH_4	CO

11. (UFJF-MG) O etino é conhecido pelo nome trivial de acetileno. Ele pode ser usado como combustível nos chamados maçaricos de oxiacetileno, uma vez que sua chama é extremamente quente (3.000 °C). Do ponto de vista industrial, a partir dele pode-se obter uma infinidade de outros compostos usados para fabricar plásticos, tintas, adesivos, fibras têxteis etc. Ele pode ser obtido a partir da seguinte sequência de reações apresentadas na figura 1.

a) O acetileno na forma gasosa é bastante instável e susceptível a explosões. Sua estabilização pode ser obtida pela solubilização do mesmo em acetona. Qual é a função química do acetileno e qual é a característica que faz com que ele seja solúvel em acetona e não em água? Justifique.

b) Indique, dentre as substâncias participantes do processo de síntese do acetileno, uma que apresente ligações polares e cuja molécula seja apolar e uma que apresente ligações polares e cuja molécula seja polar.

c) A reação I representa um processo exotérmico ou endotérmico? Justifique.

d) Calcule o ΔH de combustão do acetileno a partir das energias de ligação fornecidas (figura 2).

Figura 1

I. $CaCO_3\,(s) \xrightarrow{2\,400\ ^\circ C} CaO\,(s) + CO_2\,(g)$

$\Delta H = +1\,207{,}0$ kJ/mol

II. $CaO\,(s) + 3\,C_{(graf)} \xrightarrow{2\,400\ ^\circ C} CaC_2\,(s) + CO\,(g)$

III. $CaC_2\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) \longrightarrow Ca(OH)_2\,(aq) + C_2H_2\,(g)$

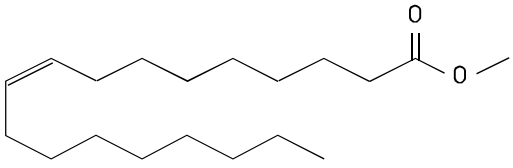
Figura 2

Ligação	ΔH_L (kJ/mol)
C — H	412
O ═ O	496
H — O	463
C ═ O	743
C ═ C	837

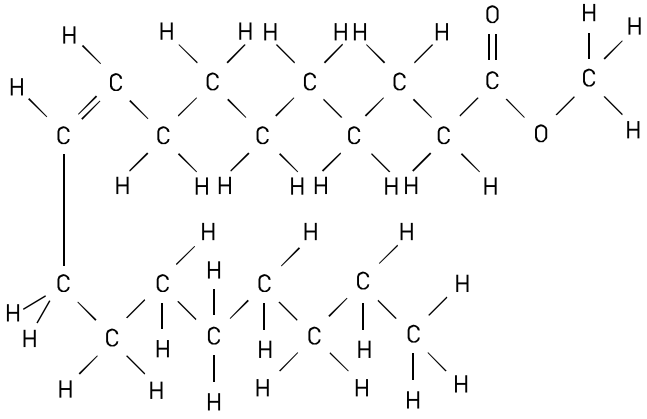
12. (UFRJ) O biodiesel tem sido considerado uma importante alternativa bioenergética ao diesel produzido a partir do petróleo. O biodiesel é constituído por uma mistura de ésteres derivados de óleos vegetais. Quando o biodiesel é obtido a partir da reação de óleo de soja com metanol, um de seus principais componentes é o oleato de metila, cuja fórmula estrutural está representada a seguir.

Calcule a soma das energias de ligação do oleato de metila, sabendo que a soma das energias de ligação presentes no ácido oleico é de 21.169 kJ/mol.

Utilize, para o cálculo, a tabela das energias de ligação apresentada a seguir.



oleato de metila



fórmula estrutural

Energias de ligação (kJ/mol)						
C — H	C — C	C = C	C = O	C — O	O = O	O — H
414	335	600	750	336	494	461

QUÍMICA E MEIO AMBIENTE

Amazônia: o "pulmão do mundo"?

Os vegetais são seres vivos autótrofos. Eles fazem fotossíntese, na qual a energia obtida da luz do Sol, a água e o CO_2 do ar são combinados quimicamente, produzindo carboidratos e O_2. Mas as plantas também respiram, ou seja, retiram O_2 do ar e liberam CO_2, gerando energia e usando os carboidratos resultantes da fotossíntese para crescer e proliferar. Ou seja, os vegetais, assim como os animais, produzem CO_2. Entretanto, a quantidade de O_2 liberada pelas plantas é muito maior do que a que elas usam na respiração. O O_2 restante permanece na atmosfera e é utilizado na respiração dos seres vivos heterótrofos.

Então, árvores da Amazônia absorvem CO_2 e liberam O_2. Mas, afinal, por que é errado dizer que a Amazônia é o "pulmão do mundo"? Porque há outros ecossistemas e espécies que também realizam fotossíntese intensamente. Estamos falando do fitoplâncton marinho, composto por seres microscópicos fotossintetizantes como cianobactérias e algas e que é o grande liberador de gás oxigênio na atmosfera.

As cianobactérias já foram chamadas de algas azuis, mas o nome caiu em desuso por se tratar, na realidade, de bactérias fotossintetizantes, e não algas. Esses seres unicelulares existem em grandes quantidades e são os principais elementos do fitoplâncton.

Portanto, a floresta Amazônica contribui retirando CO_2 do ar e liberando O_2, mas não é a única nem a principal a fazer isso, não merecendo o título de "pulmão do mundo".

Fontes: <https://www.ufmg.br>; <http://revistas.jatai.ufg.br>. Acessos em: 20 mar. 2013.

M.I. Walker/Dorling Kindersley/Getty Images

Filamentos de cianobactérias do gênero *Oscillatoria*. Diâmetro do filamento: 5 µm (1 µm = 10^{-6} m).

Para ir além

1. Se a Amazônia não é o "pulmão do mundo", por que ela é tão importante? Se precisar, pesquise mais sobre o assunto para responder. (Sugestão para pesquisa: <http://www.ipam.org.br/saiba-mais/A-importancia-das-florestas-em-pe/1>. Acesso em: 20 mar. 2013.)
2. Se o verdadeiro "pulmão do mundo" é o fitoplâncton marinho e se os oceanos ocupam mais de 70% da superfície da Terra, então não temos com o que nos preocupar. Você concorda com essa afirmação? Pesquise a respeito de possíveis ameaças ao fitoplâncton e, depois, discuta com seus colegas.

CAPÍTULO 11

Lei de Hess

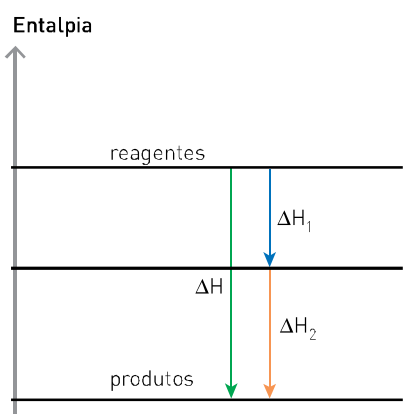
Nem sempre é possível calcular o ΔH de uma reação, por vários motivos:

- muitos compostos não podem ser sintetizados a partir de seus elementos;
- algumas reações são extremamente lentas;
- algumas reações são explosivas;
- em várias reações são formados produtos indesejáveis.

Nesses casos, o ΔH pode ser determinado de uma maneira indireta, com base na Lei de Hess.

Lei de Hess: em uma reação química, a variação da entalpia é sempre a mesma, quer ela ocorra em uma única etapa ou em várias. A variação da entalpia depende somente dos estados inicial e final.

A Lei de Hess estabelece que a variação de entalpia da reação que ocorre em uma única etapa é igual à soma das variações de entalpia das etapas nas quais ela pode ocorrer.



O diagrama representa graficamente um exemplo da Lei de Hess.

Edgar Fahs Smith Collection

Germain Henri Hess (1802-1850), cientista suíço, formulou a lei de conservação da energia em termos das grandezas da Termoquímica.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Um exemplo simples da aplicação da Lei de Hess consiste na passagem de 1 mol de H_2O (ℓ) para o estado gasoso nas condições do estado padrão. Isso pode ser feito em uma única etapa:

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2O\ (g) \qquad \Delta H = +44\ kJ$$

Poderíamos também obter H_2O (g) em duas etapas:

a) decomposição de 1 mol de H_2O (ℓ): $H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$ $\quad \Delta H = +286\ kJ$

b) formação de 1 mol de H_2O (g): $H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow H_2O\ (g)$ $\quad \Delta H = -242\ kJ$

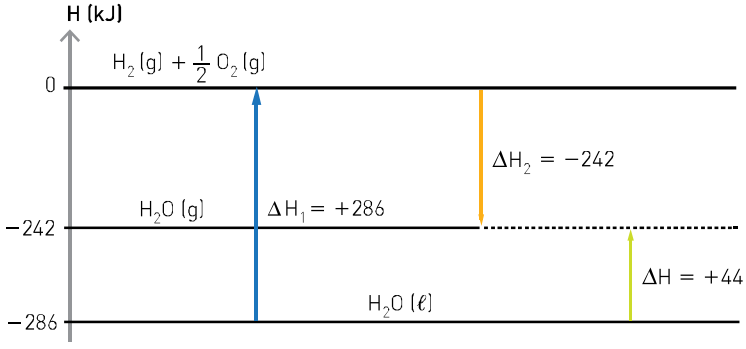
Como a reação global corresponde à soma dessas duas reações, o ΔH da reação global também corresponde à soma dos ΔH das reações envolvidas:

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow \cancel{H_2\ (g)} + \cancel{\frac{1}{2}\ O_2\ (g)} \qquad \Delta H = +286\ kJ$$

$$\cancel{H_2\ (g)} + \cancel{\frac{1}{2}\ O_2\ (g)} \longrightarrow H_2O\ (g) \qquad \Delta H = -242\ kJ \quad +$$

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow 1\ H_2O\ (g) \qquad \Delta H = +44\ kJ$$

Graficamente, as três equações podem ser representadas da seguinte maneira:



> *Existem casos em que as etapas propostas para a ocorrência de uma reação não são possíveis de serem realizadas em laboratório.*

Vamos ver outro exemplo da aplicação da Lei de Hess.
Considere a equação:

$$2\ C_{graf} + 3\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \longrightarrow C_2H_6O(\ell) \qquad \Delta H = ?$$

O valor do ΔH dessa reação pode ser determinado a partir de outras três equações:

- **Equação I** — combustão completa do C_{graf}:

$$1\ C_{graf} + 1\ O_2(g) \longrightarrow 1\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -394\ kJ/mol$$

- **Equação II** — combustão do hidrogênio, H_2 (g):

$$1\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \longrightarrow 1\ H_2O(\ell) \qquad \Delta H = -286\ kJ/mol$$

- **Equação III** — combustão completa do álcool comum, C_2H_6O:

$$1\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell) \quad \Delta H = -1368\ kJ/mol$$

Vamos trabalhar com as equações I, II e III, de modo que a soma delas nos permita obter a equação termoquímica de formação do álcool comum. Para isso, devemos:

a) ter 2 mol de C_{graf} no lado dos reagentes. O C_{graf} está presente na equação I, na quantidade de 1 mol. Como a entalpia é uma propriedade extensiva, isto é, depende da quantidade de substância, e precisamos de 2 mol de C_{graf}, essa equação (I) e o valor do seu ΔH devem ser multiplicados por 2:

$$2\ C_{graf} + 2\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -788\ kJ$$

b) ter 3 mol de H_2 (g) do lado dos reagentes. O H_2 (g) está presente na equação II, na quantidade de 1 mol. Como precisamos de 3 mol de H_2 (g), a equação II e o valor de seu ΔH devem ser multiplicados por 3:

$$3\ H_2(g) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \longrightarrow 3\ H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H = -858\ kJ$$

c) ter 1 mol de C_2H_6O (ℓ) no lado dos produtos. O C_2H_6O (ℓ) está presente na equação III, do lado dos reagentes.

$$1\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell) \qquad \Delta H = -1368\ kJ/mol$$

Para o C_2H_6O (ℓ) ser o produto, a reação deve ocorrer de maneira inversa; para isso, devemos inverter a equação III.

Essa equação é exotérmica, porém, no sentido inverso, ela é endotérmica; assim, devemos também inverter o sinal do valor do ΔH.

$$2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow 1\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \qquad \Delta H = +1368\ kJ$$

Somando essas três equações, agora devidamente adaptadas, obteremos a equação desejada e, também, o valor de ΔH para a formação do C_2H_6O:

$2\ C_{graf} + \cancel{2\ O_2\ (g)} \longrightarrow \cancel{2\ CO_2\ (g)} \qquad \Delta H = -788\ kJ$

$3\ H_2\ (g) + \frac{3}{2}\ \cancel{O_2\ (g)} \longrightarrow \cancel{3\ H_2O\ (\ell)} \qquad \Delta H = -858\ kJ \quad +$

$\cancel{2\ CO_2\ (g)} + \cancel{3\ H_2O\ (\ell)} \longrightarrow 1\ C_2H_6O\ (\ell) + \cancel{3\ O_2\ (g)} \qquad \Delta H = +1368\ kJ$

$2\ C_{graf} + 3\ H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 1\ C_2H_6O\ (\ell) \qquad \Delta H = -278\ kJ$

A aplicação da Lei de Hess permitiu determinar a entalpia de formação do $C_2H_6O\ (\ell)$ apesar de essa reação não ocorrer dessa maneira em um laboratório.

Exercício resolvido

(Unicamp-SP) Uma das grandes novidades em comunicação é a fibra óptica. Nesta, a luz é transmitida por grandes distâncias sem sofrer distorção ou grande atenuação. Para fabricar fibra óptica de quartzo, é necessário usar sílica de alta pureza, que é preparada industrialmente usando uma sequência de reações cujas equações (não balanceadas) estão representadas a seguir:

I. $SiO_2\ (g) + C\ (s) \longrightarrow Si\ (s) + CO_2\ (g)$

II. $Si\ (s) + C\ell_2\ (g) \longrightarrow SiC\ell_4\ (g)$

III. $SiC\ell_4\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow SiO_2\ (\ell) + C\ell_2\ (g)$

a) Na obtenção de um tarugo de 300 g de sílica pura, qual a quantidade de energia (em kJ) envolvida? Considere a condição padrão.
Dados de entalpia padrão de formação em $kJ \cdot mol^{-1}$: $SiO_2\ (s) = -910$; $CO_2\ (g) = -394$; $SiC\ell_4\ (g) = -657$.

b) Com a sílica produzida (densidade = 2,2 g cm^{-3}), foi feito um tarugo que, esticado, formou uma fibra de 0,06 mm de diâmetro. Calcule o comprimento da fibra esticada, em metros.

Solução

a)

I. $SiO_2\ (s) + C\ (s) \longrightarrow Si\ (s) + CO_2\ (g)$

$\underbrace{-910\ kJ \quad zero}_{H_f = -910\ kJ} \qquad \underbrace{zero \quad -394\ kJ}_{H_f = -394\ kJ}$

$\Delta H = (-394) - (-910)$

$\Delta H = +516\ kJ$

II. $Si\ (s) + 2\ C\ell_2\ (s) \longrightarrow SiC\ell_4\ (g)$

$\underbrace{zero \quad zero}_{H_f = zero} \qquad \underbrace{-657\ kJ}_{H_f = -657\ kJ}$

$\Delta H = (-657) - (zero)$

$\Delta H = -657\ kJ$

III. $SiC\ell_4\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow SiO_2\ (s) + 2\ C\ell_2\ (g)$

$\underbrace{-657kJ \quad zero}_{H_f = -657kJ} \qquad \underbrace{-910kJ \quad zero}_{H_f = -910\ kJ}$

$\Delta H = (-910) - (-657)$

$\Delta H = -253\ kJ$

$SiO_2\ (s) + C\ (s) \longrightarrow \cancel{Si\ (s)} + CO_2\ (g) \qquad \Delta H = +516\ kJ$
(C: impuro)

$\cancel{Si\ (s)} + \cancel{2\ C\ell_2\ (g)} \longrightarrow \cancel{SiC\ell_4\ (g)} \qquad \Delta H = -657\ kJ$

$\cancel{SiC\ell_4\ (g)} + O_2\ (g) \longrightarrow SiO_2\ (s) + \cancel{2\ C\ell_2\ (g)} \qquad \Delta H = -253\ kJ$
(SiO_2: puro)

$Si\ O_2\ (s) + C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow SiO_2\ (s) + CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -394\ kJ$
(C: impuro; SiO_2: puro)

Para a obtenção de 1,0 mol de $SiO_2\ (s)$ puro são liberados 394 kJ.

SiO_2: massa molar = 60 g/mol^{-1}

1 mol de SiO_2 = 60 g _____ 394 kJ

300 g _____ x

x = 1 970 kJ liberados

b) $m = 300\ g\ SiO_2$

$d = 2{,}2\ g \cdot cm^{-3}$

Diâmetro da fibra = 0,06 mm

$r = 0{,}03\ mm = 0{,}003\ cm$

Volume do cilindro (fibra): $V = \pi r^2 h$

h = comprimento da fibra

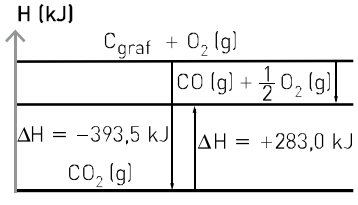
$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} \Rightarrow V = \frac{300\ g}{2{,}2\ g\ cm^{-3}} = 136{,}36\ cm^3$$

$V = \pi r^2 h$

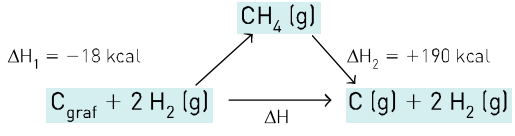
$$h = \frac{V}{\pi r^2} \Rightarrow h = \frac{136{,}36\ cm^3}{3{,}14 \cdot (0{,}003)^2\ cm^2} \Rightarrow h = 4{,}82 \cdot 10^6\ cm \Rightarrow h = 4{,}82 \cdot 10^4\ m$$

Exercícios fundamentais

1. A partir do diagrama, calcule o ΔH da reação: $C_{graf} + \frac{1}{2} O_2\ (g) \longrightarrow CO\ (g)$

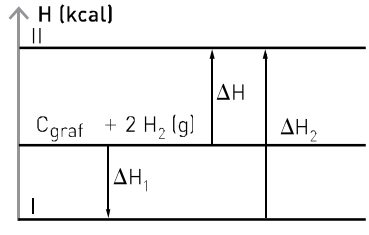


O esquema a seguir deve ser utilizado para responder às questões de **2** a **6**.



2. Determine o ΔH da reação de vaporização do carbono grafite: $C_{graf} \longrightarrow C\ (g)$

3. Indique as substâncias que devem ocupar as posições I e II do diagrama:



4. Indique os valores ΔH_1, ΔH_2 e ΔH.

5. Determine o calor liberado ou absorvido na vaporização de 5 mol de C_{graf}.

6. Calcule o calor liberado ou absorvido na vaporização de 120 g de C_{graf}.
(Dado: massa molar do C = 12 g · mol^{-1}.)

7. O enxofre é um sólido amarelo encontrado livre na natureza (estado nativo) na forma alotrópica de enxofre rômbico.

Para sua extração nas minas, ele é inicialmente liquefeito e, nessa forma, é extraído e lançado no ambiente, onde se solidifica.

Sua reação com o oxigênio (O_2) forma dois óxidos (SO_2 e SO_3), e as equações termoquímicas são:

$S_{rômb} + O_2\ (g) \longrightarrow SO_2\ (g)$ $\quad \Delta H = -71$ kcal/mol

$SO_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \longrightarrow SO_3\ (g)$ $\quad \Delta H = -23{,}4$ kcal/mol

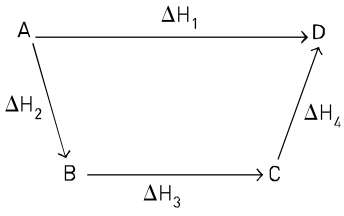
Determine o ΔH da reação: $S_{rômb} + \frac{3}{2} O_2\ (g) \longrightarrow SO_3\ (g)$

World History Archive /Easypix Brasil

O enxofre pode ser deixado exposto ao ar atmosférico porque sua reação com o O_2 (g) não ocorre nas condições ambientes e porque ele é insolúvel em água.

Testando seu conhecimento

1. (UFRGS-RS) Considere o diagrama ao lado, que representa equações termoquímicas genéricas.



Segundo a Lei de Hess, a relação matemática correta entre os ΔH é dada pela expressão:

a) $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$.

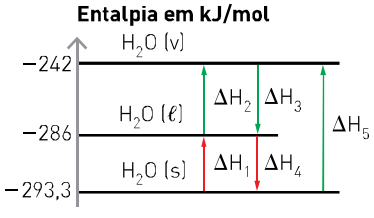
b) $\Delta H_1 = \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4$.

c) $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$.

d) $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 = 0$.

e) $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_4$.

Observe o diagrama que representa as mudanças de estado para a água. Com base nele, responda às questões de **2** a **5**.



2. Calcule o valor do ΔH para a mudança de estado: $H_2O\ (s) \longrightarrow H_2O\ (\ell)$

3. Calcule o valor do ΔH para a mudança de estado: $H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2O\ (v)$

4. Calcule o valor do ΔH para a mudança de estado: $H_2O\ (s) \longrightarrow H_2O\ (v)$

5. Considere as mudanças de estado:

$H_2O\ (s) \longrightarrow H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H_1$

$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2O\ (v)$ $\quad \Delta H_2$

Calcule o valor do ΔH para a mudança.

$$H_2O\ (v) \longrightarrow H_2O\ (s)$$

6. A queima do carbono grafita pode originar o monóxido de carbono e o dióxido de carbono.

$C_{graf} + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow CO\ (g)$ $\quad \Delta H = -110\ kJ$ $\qquad C_{graf} + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$ $\quad \Delta H = -394\ kJ$

Com base nas informações, calcule a entalpia da transformação de CO (g) em CO_2 (g) representada pela equação a seguir.

$$CO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$$

7. A reação do metal ferro (Fe) com o gás oxigênio pode originar dois óxidos diferentes. Essas reações, com seus respectivos valores de ΔH^0, podem ser representadas pelas equações a seguir.

$$Fe\ (s) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow FeO\ (s) \qquad \Delta H^0 = 267{,}5\ kJ/mol$$

$$2Fe\ (s) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow Fe_2O_3\ (s) \qquad \Delta H^0 = 819{,}3\ kJ/mol$$

Determine, nas condições padrão (25 °C e 1 bar), a quantidade de calor envolvida na transformação abaixo e indique se esta reação é exotérmica ou endotérmica.

$$2\ FeO\ (s) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow Fe_2O_3\ (s)$$

8. As reações a seguir representam a oxidação do gás hidrogênio.

$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow H_2O\ (v)$ $\quad \Delta H^0 = -242\ kJ$ $\qquad H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H^0 = -286\ kJ$

Com base nessas informações, calcule o calor envolvido na vaporização de 1,8 kg de água líquida.

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2O\ (v)$$

Dado: massa molar de $H_2O = 18\ g \cdot mol^{-1}$.

9. O ácido nítrico é a matéria-prima para a produção de substâncias muito importantes para a indústria da construção civil (explosivos) e para a agricultura (fertilizantes).

Sua produção parte da oxidação da amônia em três etapas, representadas, com seus respectivos ΔH^0, pelas equações seguintes.

$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H^0 = -1170\ kJ/mol$

$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ NO_2\ (g)$ $\quad \Delta H^0 = -114\ kJ/mol$

$6\ NO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow 4\ HNO_3\ (aq) + 2\ NO\ (g)$ $\quad \Delta H^0 = -276\ kJ/mol$

Com base nessas informações, resolva os itens.

a) Por meio da soma das etapas, escreva a equação que representa a formação do HNO_3.

b) Calcule o ΔH dessa reação.

c) Qual é a quantidade de calor liberada ou consumida na produção de 128 toneladas (t) de ácido nítrico? (Dado: massa molar do HNO_3 = 63 g/mol.)

10. Observe as equações a seguir que representam a formação de algumas substâncias.

$$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow H_2O\,(v) \qquad \Delta H = -242\ kJ$$

$$C_{graf} + O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H = -394\ kJ$$

$$2\,Na\,(s) + C_{graf} + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow Na_2CO_3\,(s) \qquad \Delta H = -1\,130\ kJ$$

$$2\,Na\,(s) + H_2\,(g) + 2\,C_{graf} + 3\,O_2\,(g) \longrightarrow 2\,NaHCO_3\,(s) \qquad \Delta H = -1\,900\ kJ$$

Quando o bicarbonato de sódio é utilizado como fermento, ocorre a sua decomposição e a liberação de gás carbônico.
A sua decomposição pode ser representada pela equação abaixo.

$$2\,NaHCO_3\,(s) \longrightarrow Na_2CO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(v)$$

Com base nas informações, calcule a entalpia de decomposição do bicarbonato.

11. As reações que ocorrem em nosso organismo para a produção de energia são reações de oxirredução, com o gás oxigênio. Entre essas reações, podemos citar as seguintes (a 25 °C e 1 bar).

$$\underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6\,(s)} + 6\,O_2\,(g) \longrightarrow 6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H^0 = 2808\ kJ/mol$$

$$\underset{\text{ácido pirúvico}}{C_3H_4O_3\,(s)} + \frac{5}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow 3\,CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H^0 = 1158\ kJ/mol$$

Durante a respiração celular, ocorre a transformação da glicose em ácido pirúvico, de acordo com a seguinte equação.

$$\underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6\,(s)} + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,\underset{\text{ácido pirúvico}}{C_3H_4O_3\,(s)} + 2\,H_2O\,(\ell)$$

Calcule o ΔH^0 da reação em que 1 mol de glicose origina 2 mol de ácido pirúvico.

12. (Olimpíada Brasileira de Química) Os produtos da combustão do H_2S (g) são H_2O (g) e SO_2 (g). Usando as informações dadas nas equações termoquímicas abaixo:

$$H_2\,(g) + S\,(s) \longrightarrow H_2S_2\,(g) \qquad \Delta H = -21\ kJ$$

$$S\,(s) + O_2\,(g) \longrightarrow SO_2\,(g) \qquad \Delta H = -297\ kJ$$

$$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow H_2O\,(g) \qquad \Delta H = -242\ kJ$$

Conclui-se que a energia desprendida na combustão de 1 mol de H_2S (g) é:

a) −67 kJ
b) 34 kJ
c) −560 kJ
d) −34 kJ
e) −518 kJ

13. (Unimontes-MG) O etanol (C_2H_5OH) é um combustível muito utilizado atualmente e pode ser obtido industrialmente pela hidratação do etileno (C_2H_4), como mostra a equação química:

$$C_2H_4\,(g) + H_2O\,(\ell) \longrightarrow C_2H_5OH\,(\ell)$$

Sabendo-se que as entalpias padrão de combustão (ΔH_C^0) do etanol e do etileno são −1367,1 kJ e −1411,1 kJ, respectivamente, a entalpia padrão (ΔH^0), em kJ, da reação de obtenção industrial do etanol é:

a) −44,0
b) 2778,2
c) 44,0
d) −2778,2

Aprofundando seu conhecimento

1. (Udesc) A reação de redução do óxido de cobre II (CuO (s)) pelo grafite (C (s)) pode ser representada pela equação 1:

1) $2\ CuO\ (s) + C\ (s) \rightarrow 2\ Cu\ (s) + CO_2\ (g)$

Dados: As equações 2 e 3 mostram os ΔH de outras reações:

2) $Cu\ (s) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow CuO\ (s)$ $\Delta H = -39$ kcal

3) $C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\Delta H = -93$ kcal

Com base nesses dados, pode-se afimar que a reação 1 tem ΔH (em kcal) igual a:

a) +171 (reação endotérmica). **c)** +132 (reação endotérmica). **e)** +15 (reação endotérmica).
b) −15 (reação exotérmica). **d)** −54 (reação exotérmica).

2. (Fuvest-SP) O monóxido de nitrogênio (NO) pode ser produzido diretamente a partir de dois gases que são os principais constituintes do ar atmosférico, por meio da reação representada por:

$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO\ (g)$ $\Delta H = +180$ kJ

O NO pode ser oxidado, formando o dióxido de nitrogênio (NO_2), um poluente atmosférico produzido nos motores a explosão:

$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$ $\Delta H = -114$ kJ

Tal poluente pode ser decomposto nos gases N_2 e O_2:

$2\ NO_2\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 2\ O_2\ (g)$

Essa última transformação:

a) libera quantidade de energia maior do que 114 kJ.
b) libera quantidade de energia menor do que 114 kJ.
c) absorve quantidade de energia maior do que 114 kJ.
d) absorve quantidade de energia menor do que 114 kJ.
e) ocorre sem que haja liberação ou absorção de energia.

3. (Uerj) A equação química abaixo representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.

$H_2O\ (g) + C\ (s) \rightarrow CO\ (g) + H_2\ (g)$

Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a 25 °C e 1 atm:

$H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (g)$ $\Delta H^0 = -242{,}0$ kJ

$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\Delta H^0 = -393{,}5$ kJ

$O_2\ (g) + 2\ CO\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g)$ $\Delta H^0 = -477{,}0$ kJ

Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio.

4. (Mack-SP) A hidrogenação do acetileno é efetuada pela reação desse gás com o gás hidrogênio, originando, nesse processo, o etano gasoso, como mostra a equação química abaixo.

$C_2H_2 + 2\ H_2\ (g) \rightarrow C_2H_6\ (g)$

É possível determinar a variação da entalpia para esse processo a partir dos dados de outras equações termoquímicas, por meio da aplicação da Lei de Hess.

- $C_2H_2\ (g) + \frac{5}{2} O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$ $\Delta H_C^0 = -1\,301$ kJ/mol
- $C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2} O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell)$ $\Delta H_C^0 = -1\,561$ kJ/mol
- $H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell)$ $\Delta H_C^0 = -286$ kJ/mol

Assim, usando as equações termoquímicas de combustão no estado-padrão, é correto afirmar que a variação da entalpia para a hidrogenação de 1 mol de acetileno, nessas condições, é de:

a) −256 kJ/mol **c)** −614 kJ/mol **e)** −3 148 kJ/mol
b) −312 kJ/mol **d)** −814 kJ/mol

5. (Uespi) O N_2O é conhecido como gás hilariante, pois age sobre o sistema nervoso central, provocando riso de forma histérica. Esse gás pode ser produzido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, de acordo com a equação:

$$NH_4NO_3\ (s) \rightarrow N_2O\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

Utilizando os dados termoquímicos abaixo, calcule a quantidade de calor liberada nesse processo de obtenção do gás hilariante.

$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (g)$ $\quad \Delta H = -241{,}8\ kJ$

$N_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow N_2O\ (g)$ $\quad \Delta H = 81{,}6\ kJ$

$N_2\ (g) + 2\ H_2\ (g) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow NH_4NO_3\ (s)$ $\quad \Delta H = -365{,}3\ kJ$

a) 205,1 kJ **b)** 36,7 kJ **c)** 146,3 kJ **d)** 95,4 kJ **e)** 46,7 kJ

6. (UCS) Considere as equações químicas abaixo.

$6\ C\ (s) + 6\ H_2\ (g) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow C_6H_{12}O_6\ (aq)$ $\quad \Delta H = -1\,263\ kJ \cdot mol^{-1}$

$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\quad \Delta H = -413\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$

As células usam glicose, um dos principais produtos da fotossíntese, como fonte de energia e como intermediário metabólico. Com base nas equações acima, qual é a energia envolvida ($kJ \cdot mol^{-1}$) na queima metabólica de 1 mol de glicose?

Considere a equação química dessa queima como:

$C_2H_{12}O_6\ (aq) + 6\ O_2\ (g) \rightarrow 6\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (\ell)$.

a) −3 931 **b)** −2 931 **c)** −1 931 **d)** +1 931 **e)** +2 931

7. (PUC-SP) Para projetar um reator, um engenheiro precisa conhecer a energia envolvida na reação de hidrogenação do acetileno para a formação de etano:

$$C_2H_2\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightarrow C_2H_6\ (g)$$

Embora não tenha encontrado esse dado tabelado, ele encontrou as seguintes entalpias padrão de combustão:

$C_2H_2\ (g) + \frac{5}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H°C = -1\,301\ kJ/mol$

$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H°C = -1\,561\ kJ/mol$

$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H°C = -286\ kJ/mol$

A energia liberada na obtenção de 12,0 t de etano a partir dessa reação de hidrogenação é de:

a) 312 kJ **c)** $1{,}25 \times 10^8$ kJ **e)** $1{,}04 \times 10^7$ kJ

b) 260 kJ **d)** $1{,}04 \times 10^8$ kJ

8. (Udesc) Considere as seguintes reações e suas variações de entalpia, em kJ/mol.

$CO\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow C\ (s) + H_2O\ (g)$ $\quad \Delta H = -150\ kJ/mol$

$CO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\quad \Delta H = -273\ kJ/mol$

$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (g)$ $\quad \Delta H = -231\ kJ/mol$

Pode-se afirmar que a variação de entalpia, para a combustão completa de 1 mol de C (s), formando CO_2 (g), é:

a) −654 kJ/mol **c)** +504 kJ/mol **e)** −354 kJ/mol

b) −504 kJ/mol **d)** +654 kJ/mol

9. (Cefet-MG) O carbono pode ser encontrado na forma de alótropos como o grafite e o diamante. Considere as equações termoquímicas seguintes.

$C_{grafite} + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO\ (g)$ $\quad \Delta H = -110\ kJ$

$C_{grafite} + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\quad \Delta H = -393\ kJ$

$C_{diamante} + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\quad \Delta H = -395\ kJ$

A variação de entalpia da conversão de grafite em diamante, em kJ, é igual a:

a) −788 **b)** −2 **c)** +2 **d)** +287 **e)** +788

10. (UFJF-MG) A fabricação de diamantes pode ser feita comprimindo-se grafite a uma temperatura elevada, empregando-se catalisadores metálicos, como o tântalo e o cobalto. As reações de combustão desses dois alótropos do carbono são mostradas a seguir.

$C\ (grafite) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -94{,}06\ kcal \cdot mol^{-1}$

$C\ (diamante) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -94{,}51\ kcal \cdot mol^{-1}$

Com base nas reações acima, considere as seguintes afirmações:

I. De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia da transformação do C (grafite) em C (diamante) é $-0{,}45\ kcal \cdot mol^{-1}$.

II. A queima de 1 mol de C (diamante) libera mais energia do que a queima de 1 mol de C (grafite).

III. A formação de CO_2 (g) é endotérmica em ambos os processos.

Assinale a alternativa *correta*.

a) Todas as afirmações estão corretas.
b) Somente I e II estão corretas.
c) Somente I e III estão corretas.
d) Somente II e III estão corretas.
e) Somente a afirmação II está correta.

11. (UFTM-MG) O cloreto de cálcio é um composto que tem grande afinidade com água, por isso é utilizado como agente secante nos laboratórios químicos e como antimofo nas residências. Este sal pode ser produzido na reação de neutralização do hidróxido de cálcio com ácido clorídrico. A entalpia dessa reação pode ser calculada utilizando as seguintes equações termoquímicas:

$CaO\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) + H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H^0 = -186\ kJ$

$CaO\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow Ca(OH)_2\ (s) \qquad \Delta H^0 = -65\ kJ$

$Ca(OH)_2\ (s) \rightarrow Ca(OH)_2\ (aq) \qquad \Delta H^0 = -13\ kJ$

a) Calcule a entalpia da reação de neutralização da solução de hidróxido de cálcio com solução de ácido clorídrico.
b) Calcule a energia envolvida na neutralização de 280 g de óxido de cálcio sólido com solução de ácido clorídrico. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

12. (FGV-SP) Leia o texto a seguir para responder à questão.

O sucesso da experiência brasileira do Pró-álcool e do desenvolvimento da tecnologia de motores bicombustíveis é reconhecido mundialmente. Países europeus usam a experiência brasileira como base para projetos de implantação da tecnologia de veículos movidos a células a combustível, que produzem energia usando hidrogênio. Como o H_2 não existe livre na natureza, ele pode ser obtido a partir do etanol de acordo com a reação:

$$H_3C - CH_2 - OH\ (\ell) + 2\ H_2O\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 5\ H_2\ (g) + 2\ CO_2\ (g)$$

Considere:

ΔH^0 combustão $C_2H_5OH = -1\,368\ kJ \cdot mol^{-1}$.

ΔH^0 formação $H_2O = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Pode-se afirmar corretamente que a entalpia da reação de produção de hidrogênio a partir do etanol, em kJ, é igual a:

a) +62 **b)** +1 654 **c)** −62 **d)** −1 082 **e)** −2 798

13. (UFPR) O fluoreto de magnésio é um composto inorgânico que é transparente numa larga faixa de comprimento de onda, desde 120 nm (região do ultravioleta) até 8 mm (infravermelho próximo), sendo por isso empregado na fabricação de janelas óticas, lentes e prismas.

Dados:

	ΔH^0 (kJ · mol^{-1})
Mg^{2+} (aq)	−467
F^- (aq)	−335
MgF_2 (s)	−1 124

$$Mg^{2+}(aq) + 2\ F^-\ (aq) \rightarrow MgF_2(s)$$

a) Escreva as equações químicas associadas às entalpias de formação fornecidas na tabela e mostre como calcular a entalpia da reação de formação do fluoreto de magnésio a partir de seus íons hidratados, utilizando a Lei de Hess.
b) Calcule a entalpia para a reação de formação do fluoreto de magnésio a partir de seus íons hidratados (equação fornecida nos dados acima), com base nos dados de entalpia de formação padrão fornecidos.

LEIA, ANALISE E RESPONDA

País desperdiça biogás

Por entraves na regulamentação e nas regras do Protocolo de Kyoto, o Brasil queima hoje cerca de 1 milhão de metros cúbicos de gás natural por dia em aterros sanitários, estações de tratamento de água e na agroindústria. O combustível, que representa 3% da capacidade do Gasoduto Bolívia-Brasil (Gasbol), é suficiente para abastecer 200 postos com gás natural veicular (GNV) ou acionar uma usina termoelétrica de 100 megawatts (MW).

Chamado de biogás, o combustível é proveniente de resíduos sólidos, como dejetos de animais, e pode ser tratado e transformado em gás natural para ser inserido na rede de distribuição, gerar energia ou abastecer veículos. Algumas iniciativas já aproveitam o combustível, como os aterros sanitários São João e Bandeirantes, em São Paulo, que destinam o gás para geração térmica. O aproveitamento, porém, ainda é pequeno.

País desperdiça 1 milhão de m³ de biogás por dia. *O Estado de S. Paulo*. Disponível em: <http://www.estadao.com.br/estadaodehoje/20090422/not_imp358431,0.php>. Acesso em: mar. 2010.

O gás natural é constituído por aproximadamente 70% em volume ou em mol pelo metano, seu principal componente, com densidade aproximada de 0,7 kg/m^3.

A equação termoquímica de combustão do metano é:

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

$$\Delta H = -888\ kJ/mol$$

Pensando em alternativas energéticas, o governo incentiva a pesquisa do uso da biomassa, matéria orgânica que, quando fermenta, também produz o biogás.

De acordo com o texto e com seus conhecimentos de Termoquímica, resolva os problemas **1** e **2**.

1. Créditos de carbono são certificados emitidos quando um país consegue reduzir a emissão de gases que provocam o efeito estufa, entre eles o metano. Esse crédito pode ser negociado entre as nações para que todas consigam cumprir as metas do Protocolo de Kyoto. Sabendo que a redução de 1 tonelada de metano corresponde a 21 créditos de carbono, qual é o número de créditos de carbono que o Brasil pode negociar ao queimar 1 milhão de m^3 de gás natural por dia em aterros.

2. Dadas as reações termoquímicas abaixo, determine o calor de formação do metano.

$C\,(s) + O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g)$ $\qquad \Delta H = -394\ kJ/mol$

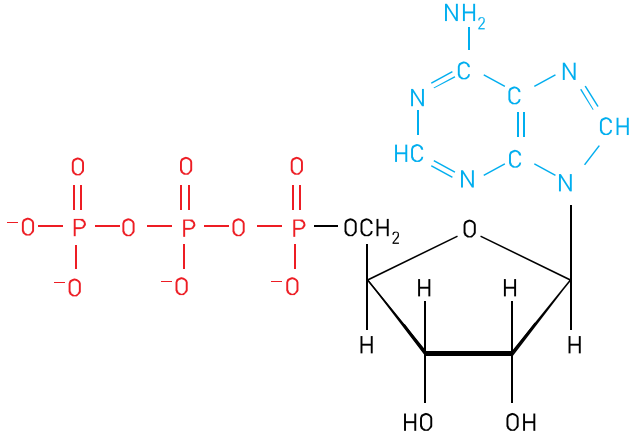
$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow H_2O\,(\ell)$ $\qquad \Delta H = -286\ kJ/mol$

$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell)$ $\qquad \Delta H = -888\ kJ/mol$

QUÍMICA: UMA CIÊNCIA DA NATUREZA

A quebra do ATP libera energia?

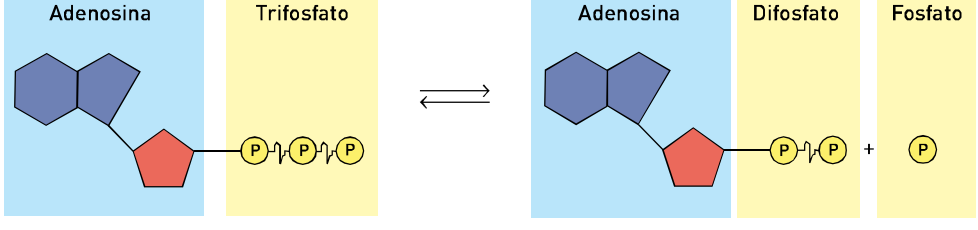
Todos os seres vivos precisam de energia para sobreviver. Essa energia pode ser obtida de diversas fontes, porém, em todos os casos, a molécula final que transportará essa energia é a **adenosina trifosfato (ATP)**.



O ATP é formado pela junção de uma adenina (azul), uma ribose (preto) e três grupos fosfato (vermelho). Portanto, adenina + ribose = adenosina.

Os processos que necessitam de energia, como a síntese de macromoléculas (proteínas e glicogênio) e a locomoção (músculo ou flagelo), utilizam o ATP.

Em Química Orgânica e Bioquímica é comum representarmos uma reação química mostrando apenas as espécies relevantes. Dessa forma, é comum encontrarmos a seguinte equação que representa a liberação de energia pelo ATP:



Equação 1

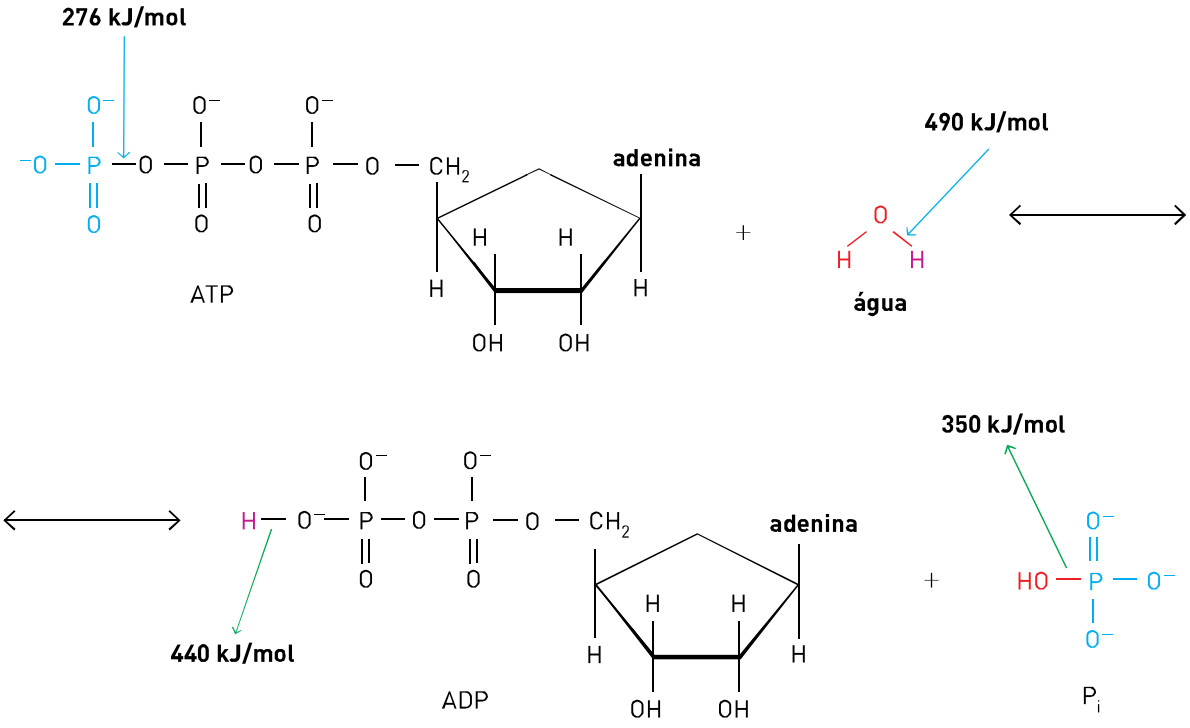
Essa equação nos leva a algumas incoerências, pois indica que é a quebra da ligação fosfato que libera energia. Porém, a quebra de uma ligação é um processo endotérmico e não exotérmico.

Para solucionarmos esse problema, temos que levar em conta outro reagente que na equação anterior foi omitido: a água.

A equação completa é: $ATP + H_2O = ADP + P + energia$

Equação 2

O cálculo do calor liberado na hidrólise do ATP pode ser feito usando as energias das ligações. O esquema a seguir mostra as ligações quebradas (seta azul) e formadas (seta verde) com as respectivas energias envolvidas.



Ligações quebradas (absorvem energia)		Ligações formadas (liberam energia)	
Ligação fosfato do ATP	276 kJ	Ligação H — ADP	440 kJ
Ligação H — OH	490 kJ	Ligação O — P	350 kJ
Total	766 kJ	Total	790 kJ

Para calcular a variação de entalpia, temos de comparar o total de energia absorvida e liberada nas ligações químicas. Nesse caso, mais calor é liberado (790 kJ) que absorvido (766 kJ). Dessa forma, no processo global, mais calor é liberado. O saldo envolvendo estas ligações é de 24 kJ, logo, a hidrólise do ATP libera 24 kJ de energia. Podemos escrever:

> *Processo espontâneo é aquele que pode acontecer sem influência externa.*

$$ATP + H_2O = ADP + P_i \qquad \Delta H = -24\ kJ$$

O cálculo feito nos mostra a energia que a hidrólise do ATP libera na forma de calor.

Processos espontâneos

Em processos espontâneos, a matéria e a energia tendem a ficar mais desordenadas. Essa tendência recebe o nome de **entropia (S)**.

Para exemplificar, podemos citar um metal quente que tende a perder calor para o meio e ficar à temperatura ambiente. Isso acontece porque a energia dos átomos do metal, que vibram vigorosamente, tende a se espalhar para os átomos da vizinhança. Nesse caso, a entropia aumenta, pois a energia que estava "acumulada" no metal agora está espalhada nos átomos da vizinhança.

Relacionando a variação de entalpia (ΔH), a variação de entropia (ΔS) e a temperatura, temos um indicador de espontaneidade de reação, a **energia de Gibbs**. Podemos calcular a energia de Gibbs (temperatura e pressão constante) com a seguinte expressão:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Em reações espontâneas, o ΔG é menor que zero. Assim pode-se inferir que quanto mais negativo for o ΔH (mais exotérmico) e maior for a entropia, mais espontânea é a reação.

A hidrólise do ATP é exotérmica e a sua entropia aumenta; logo, podemos concluir que ela é uma reação espontânea. O ΔG da hidrólise do ATP é -31 kJ/mol. Essa energia pode ser usada para promover os processos celulares não espontâneos.

É importante ressaltar que o calor liberado em uma reação não pode ser utilizado para realizar trabalho celular; essa energia é dissipada para o meio.

Sendo assim, como o ATP é utilizado para promover reações ou processos que necessitam de energia? Observe o exemplo abaixo:

Uma célula precisa produzir o composto *C* a partir de *A* e *B*.

$$A + B \longrightarrow C$$

Porém, *A* e *B* não reagem (a reação não é espontânea). Dessa forma, produzir *C* não pode ser feito reagindo *A* diretamente com *B*.

Para solucionar esse problema, a célula faz uso do ATP.

$$\begin{array}{l} A + ATP \longrightarrow A - P_i + ADP \\ A - P_i + B \longrightarrow C + P_i \\ \hline A + B + ATP \longrightarrow C + ADP + P_i \end{array} \quad +$$

O ATP ajudou na formação do *C* a partir do *A* e do *B*. Quando o ATP fornece o grupo fosfato (P_i) para o *A*, ele aumenta a energia do *A*, favorecendo sua reação com o *B*.

Por causa do ΔG negativo do ATP, a ligação ADP — fosfato foi chamada de **ligação fosfato de alta energia**. Esse termo significa que existe uma grande facilidade de uma reação ocorrer envolvendo essa ligação, e ele não deve ser confundido com o sentido químico de a ligação ser forte (alta energia de ligação).

Fonte: Marzzoco, A.; Torres, B. B. *Bioquímica básica*. 3. ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 2007.
Alberty, R. A. *Thermodynamics of biochemical reactions*. New Jersey: John Wiley and Sons, 2003.

Reflita sobre o texto

1. Usando os valores de entalpia de formação, calcule o calor liberado na hidrólise do ATP.

   Dados:

   ATP = $-3\,619{,}21$ kJ/mol $P_i = -1\,299$ kJ/mol

   ADP = $-2\,626{,}54$ kJ/mol $H_2O = -285{,}5$ kJ/mol

2. A energia de Gibbs é uma função de estado, portanto podemos calcular o ΔG de uma reação sabendo as variações de energia de outras reações (Lei de Hess). Sendo assim, calcule o ΔG da reação abaixo e responda se o processo é espontâneo ou não.

   $$ATP + \text{glicose} = ADP + \text{glicose} - P_i$$

   Dados:

   $2\,P_i + 2\,\text{glicose} = 2\,\text{glicose} - P_i + 2\,H_2O$ $\Delta G = +27{,}6$ kJ

   $P_i + ADP = ATP + H_2O$ $\Delta G = +30{,}5$ kJ

3. Podemos calcular a energia de Gibbs de uma reação usando as energias de Gibbs padrão de cada substância envolvida na reação. A forma de calcular é similar ao método de calcular o ΔH de uma reação por meio das entalpias de formação.

   Calcule a energia de Gibbs padrão da água sabendo que, na hidrólise do ATP, o ΔG é igual a 231 kJ/mol.

Energia de Gibbs padrão	
ATP	$-2\,768{,}10$ kJ/mol
ADP	$-1\,906{,}3$ kJ/mol
P_i	$-1\,096{,}1$ kJ/mol

COMPLEMENTO

ΔH de neutralização e solução, entropia, energia livre

Variação de entalpia (ΔH) de neutralização

A neutralização é a reação que ocorre entre o íon H^+, proveniente de um ácido, e o íon OH^-, proveniente de uma base, formando H_2O. Genericamente, temos:

$$1\ H^+\ (aq) + 1\ OH^-\ (aq) \rightarrow 1\ H_2O\ (\ell) \quad \Delta H_{neutro}$$

Na reação entre **um ácido e uma base fortes** — que estão totalmente dissociados —, verificamos experimentalmente que ocorre a liberação de 13,8 kcal (= 57,7 kJ) a cada 1 mol de H_2O (ℓ) formado.

Entalpia de neutralização: calor liberado na formação de 1 mol de H_2O (ℓ), a partir da reação entre 1 mol de H^+ (aq) e 1 mol de OH^- (aq) nas condições padrão.

Considere, por exemplo, as duas reações a seguir:

a) 1 mol de HCℓ (aq) + 1 mol de NaOH (aq):

$$1\ H^+(aq) + \cancel{1\ Cℓ^-(aq)} + \cancel{1\ Na^+(aq)} + 1\ OH^-(aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow \cancel{1\ Na^+(aq)} + \cancel{1\ Cℓ^-(aq)} + 1\ H_2O\ (\ell)$$

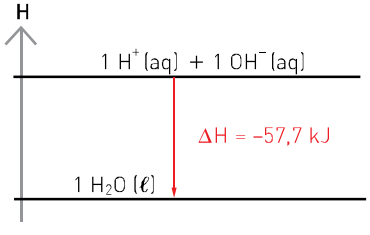
$$1\ H^+\ (aq) + 1\ OH^-\ (aq) \rightarrow 1\ H_2O\ (\ell)\ \ \Delta H = -57{,}7\ kJ$$

b) 1 mol de HNO_3 (aq) + 1 mol de KOH (aq):

$$1\ H^+(aq) + \cancel{1\ NO_3^-(aq)} + \cancel{1\ K^+(aq)} + 1\ OH^-(aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow \cancel{1\ K^+(aq)} + \cancel{1\ NO_3^-(aq)} + 1\ H_2O\ (\ell)$$

$$1\ H^+\ (aq) + 1\ OH^-\ (aq) \rightarrow 1\ H_2O\ (\ell)\ \ \Delta H = -57{,}7\ kJ$$

Nesse caso, como a reação que ocorre é sempre a mesma, o calor liberado será sempre igual a 57,7 kJ/mol de água formada, e o gráfico representativo da reação será sempre o mesmo.



> *Nas reações de neutralização, sempre ocorre liberação de calor ($\Delta H_{neutro} < 0$); porém, o valor do ΔH_{neutro} só é constante na reação entre ácidos e bases fortes.*
>
> *Em outros casos de neutralização ocorre uma liberação de calor menor que 57,7 kJ/mol.*

Exercícios

1. A partir da equação:

$1\ H^+\ (aq) + 1\ OH^-\ (aq) \rightarrow 1\ H_2O\ (\ell)\ \Delta H = -57{,}7$ kJ/mol

reagimos 2 mol de HCℓ e 2 mol de KOH, ambos eletrólitos fortes. Calcule o calor liberado ou absorvido nessa reação.

2. (UFU-MG) A reação de neutralização entre um ácido forte e uma base forte libera uma quantidade de calor constante e igual a 58 kJ por mol de água formada. Das reações representadas abaixo, a que apresenta $\Delta H = -58$ kJ/mol é:

a) $HCN\ (aq) + KOH\ (aq) \rightarrow KCN\ (aq) + H_2O\ (\ell)$.

b) $NH_4OH\ (aq) + HC\ell\ (aq) \rightarrow NH_4C\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell)$.

c) $KOH\ (aq) + HC\ell\ (aq) \rightarrow KC\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell)$.

d) $H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \rightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$.

3. (ITA-SP) Esta questão se refere à comparação do efeito térmico verificado ao se misturarem 100 cm^3 de solução aquosa 0,10 molar de cada um dos ácidos com 100 cm^3 de solução aquosa 0,10 molar de cada uma das bases listadas. A tabela a seguir serve para deixar clara a notação empregada para designar os calores desprendidos.

Base \ Ácido	HCℓ	HNO_3	Ácido acético
NaOH	$\lvert\Delta H_{11}\rvert$	$\lvert\Delta H_{12}\rvert$	$\lvert\Delta H_{13}\rvert$
KOH	$\lvert\Delta H_{21}\rvert$	$\lvert\Delta H_{22}\rvert$	$\lvert\Delta H_{23}\rvert$
NH_4OH	$\lvert\Delta H_{31}\rvert$	$\lvert\Delta H_{32}\rvert$	$\lvert\Delta H_{33}\rvert$

Lembrando que o processo de dissociação de eletrólitos fracos é endotérmico, é correto esperar que:

a) $\lvert\Delta H_{33}\rvert$ seja o maior dos $\lvert\Delta H\rvert$ citados.

b) $\lvert\Delta H_{11}\rvert = \lvert\Delta H_{13}\rvert$.

c) $\lvert\Delta H_{23}\rvert = \lvert\Delta H_{33}\rvert$.

d) $\lvert\Delta H_{31}\rvert = \lvert\Delta H_{32}\rvert$.

e) $\lvert\Delta H_{21}\rvert > \lvert\Delta H_{22}\rvert$.

4. (Unifesp) Têm-se duas soluções aquosas de mesma concentração, uma de ácido fraco e outra de ácido forte, ambos monopróticos. Duas experiências independentes, I e II, foram feitas com cada uma dessas soluções:

I. Titulação de volumes iguais de cada uma das soluções com solução padrão de NaOH, usando-se indicadores adequados a cada caso.

II. Determinação do calor de neutralização de cada uma das soluções, usando-se volumes iguais de cada um dos ácidos e volumes adequados de solução aquosa de NaOH.

Explique, para cada caso, se os resultados obtidos permitem distinguir cada uma das soluções.

5. (PUC-RJ) Considere calor de neutralização como a variação de entalpia na reação de um mol de H^+ com um mol de OH^-, formando um mol de H_2O.

Um experimento envolveu a reação de 2,00 g de NaOH contido em solução aquosa de hidróxido de sódio com $HC\ell$ suficiente para reação completa, contido em solução aquosa de ácido clorídrico, representada na equação a seguir.

$$HC\ell\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow NaC\ell\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

Um estudante, usando os valores obtidos no experimento e a expressão $Q = mc\Delta T$, encontrou para essa reação a liberação de 660 cal.

Sabendo-se que 1 cal equivale a 4,18 J, é correto afirmar que a variação de entalpia de neutralização, em $kJ \cdot mol^{-1}$, é, de acordo com os algarismos significativos dos valores medidos, igual a:

a) 13,2. **c)** 55,2. **e)** 330.
b) 26,4. **d)** 110.

6. (UFJF-MG) O ácido sulfúrico é utilizado em muitos processos industriais. Uma das formas de medir o grau de desenvolvimento de um país é o consumo anual dessa substância. Os processos industriais à base de ácido sulfúrico geram efluentes ácidos (despejos industriais) que são nocivos ao meio ambiente.

a) Uma das formas de remediar parcialmente o problema é o tratamento do efluente com hidróxido de sódio, para a sua neutralização. Escreva a reação balanceada da neutralização completa de 1 mol de ácido sulfúrico para o tratamento do efluente.

b) Imagine que uma indústria gera efluente com concentração 0,005 mol/L de ácido sulfúrico e queira neutralizá-lo com hidróxido de sódio. Se o tratamento ocorrer em tanques contendo 50 000 litros do ácido, qual seria a massa, em kg, do hidróxido de sódio a ser adicionada?

c) Quanto de energia é liberado na forma de calor durante o tratamento do efluente, nas condições do item *b*, sabendo-se que: $H^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightarrow H_2O\,(\ell)\ \Delta H = -13{,}8$ kcal/mol.

d) O manuseio de soluções concentradas de H_2SO_4 para o preparo de soluções diluídas deve ser cuidadoso, pois a dissolução do mesmo em água gera calor. Em quantos graus aumentaria a temperatura de 100 g de água com a adição de 10,0 mL do ácido concentrado? Considere que a densidade do H_2SO_4 é 1,96 g/mL e ainda que 100 calorias são necessárias para aumentar 1 °C na temperatura de 100 g de água.

$$H_2SO_4\,(\ell) \xrightarrow{\text{água}} H_2SO_4\,(aq)\quad \Delta H = -20{,}2\ \text{kcal/mol}$$

Variação de entalpia (ΔH) de solução

Basicamente, a dissolução de um sólido em líquido, como a água, envolve duas etapas:

1) Separação das partículas que constituem o retículo cristalino do sólido.

Para que essa separação ocorra, o sistema deve receber uma certa quantidade de energia, denominada **energia reticular (ΔH_{ret})**. Essa etapa constitui um processo endotérmico.

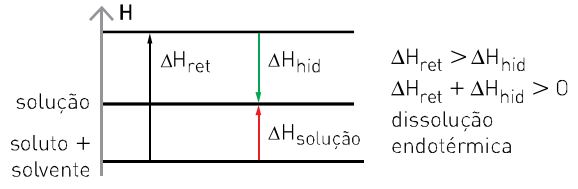
2) Interação entre as partículas do soluto e do solvente.

Quando essa interação ocorre, é liberada uma certa quantidade de energia, denominada **energia de hidratação (ΔH_{hid})**. Essa etapa constitui um processo exotérmico.

O saldo entre as energias envolvidas nas duas etapas indica se a dissolução é endotérmica ou exotérmica.

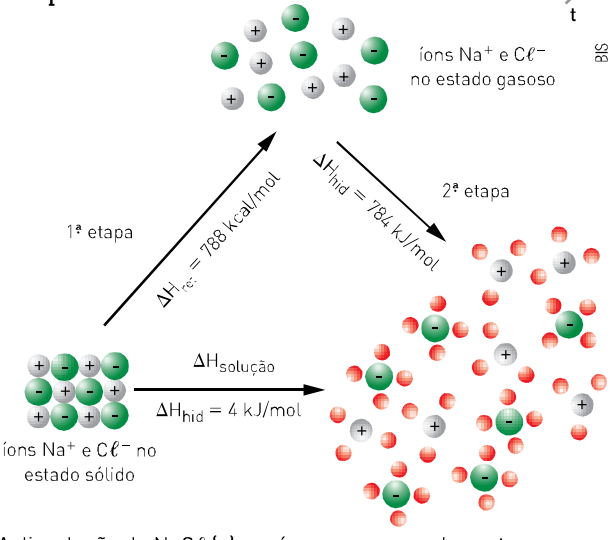
Dissolução endotérmica

Neste caso, a energia absorvida pelo sistema (ΔH_{ret}) é maior que a energia liberada (ΔH_{hid}).



Quando preparamos soluções desse tipo, há um abaixamento da temperatura do sistema. Como o processo total ocorre com recebimento de calor, o aumento da temperatura facilita a dissolução.

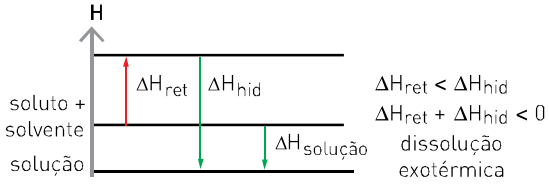
Veja ao lado o aspecto do gráfico de solubilidade para substâncias com este comportamento.



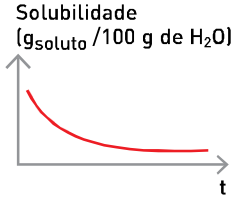
A dissolução do $NaC\ell$ (s) em água ocorre em duas etapas: (1ª) separação dos íons presentes no retículo passando-os para o estado gasoso e (2ª) hidratação dos íons gasosos.

Dissolução exotérmica

Nessas dissoluções, a energia absorvida (ΔH_{ret}) é menor que a energia liberada (ΔH_{hid}), o que provoca um aumento de temperatura.



Para substâncias com esse comportamento, a diminuição da temperatura provoca um aumento de sua solubilidade.



Nos hospitais, em competições esportivas e mesmo no nosso dia a dia, a compressa quente instantânea substitui a tradicional bolsa de água quente.

O mecanismo de ativação dessa compressa é semelhante ao da compressa fria, diferenciando-se pelas substâncias envolvidas. A mistura de $CaC\ell_2$ (ou $MgSO_4$) e água provoca liberação de energia, a qual produz calor:

$$CaC\ell_2\,(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq)$$

$$\Delta H_{solução} = -82{,}8\ kJ$$

Quando 40 g de $CaC\ell_2$ são dissolvidos em 100 mL de água a 20 °C, a temperatura alcança 90 °C.

Exercícios

1. (UFMG) A dissolução de cloreto de sódio sólido em água foi experimentalmente investigada, utilizando-se dois tubos de ensaio, um contendo cloreto de sódio sólido e o outro, água pura, ambos à temperatura ambiente. A água foi transferida para o tubo que continha o cloreto de sódio. Logo após a mistura, a temperatura da solução formada decresceu pouco a pouco. Considerando-se essas informações, é correto afirmar que:

a) a entalpia da solução é maior que a entalpia do sal e da água separados.

b) o resfriamento do sistema é causado pela transferência de calor da água para o cloreto de sódio.

c) o resfriamento do sistema é causado pela transferência de calor do cloreto de sódio para a água.

d) o sistema libera calor para o ambiente durante a dissolução.

2. (UFPI) Está chegando ao Brasil o café "hot when you want" (quente quando quiser). Basta apertar um botão no fundo da lata, esperar três minutos e pronto! Café quentinho (a 60 °C) por 20 minutos! Trata-se apenas de um compartimento no fundo da lata, que contém, separadamente, uma substância sólida de alto conteúdo energético e água. Ao apertar o botão no fundo da lata, a placa que separa essas duas substâncias se rompe, e a reação começa. O calor desprendido nesta é, então, aproveitado para aquecer o café na parte superior da lata....

(*Folha de S.Paulo*, 15 ago. 2002.)

Com base no texto, analise as afirmativas abaixo:

I. A substância sólida possui elevado conteúdo energético, porque a variação de entalpia do reticulado é exotérmica.

II. O café aquece na reação da substância sólida com a água, porque a variação da entalpia de hidratação é exotérmica.

III. O café aquece, porque a variação de entalpia da reação de hidratação é maior do que a variação de entalpia do reticulado.

Qual das seguintes alternativas está correta?

a) Apenas I é verdadeira.

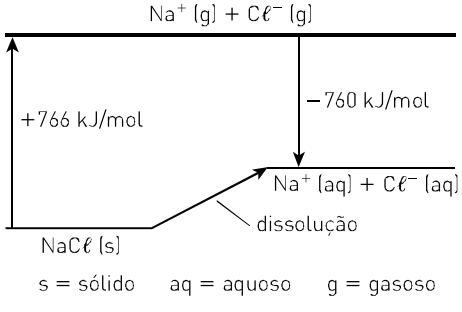
b) Apenas II é verdadeira.

c) Apenas III é verdadeira.

d) Apenas I e II são verdadeiras.

e) Apenas II e III são verdadeiras.

3. (Fuvest-SP) A dissolução de um sal em água pode ocorrer com liberação de calor, absorção de calor ou sem efeito térmico. Conhecidos os calores envolvidos nas transformações, mostradas no diagrama que segue, é possível calcular o calor da dissolução de cloreto de sódio sólido em água, produzindo Na^+ (aq) e $C\ell^-$ (aq).



Com os dados fornecidos, pode-se afirmar que a dissolução de 1 mol desse sal:

a) é acentuadamente exotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.

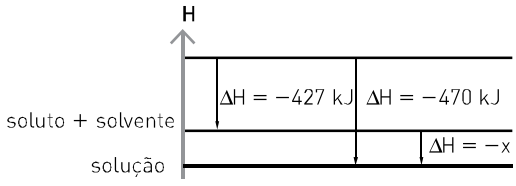
b) é acentuadamente endotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.

c) ocorre sem troca de calor.

d) é pouco exotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

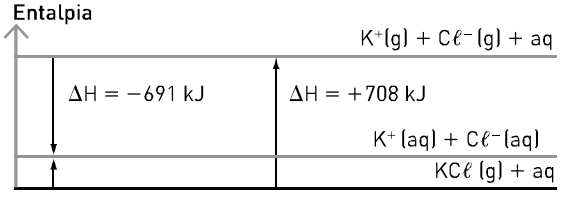
e) é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

4. Observe o gráfico (sem escala) da dissolução do NaOH (s) em água e responda às questões:



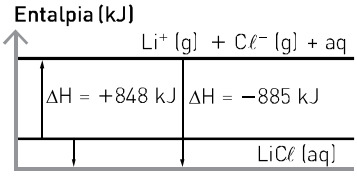
a) Qual o valor da energia reticular do NaOH (s)?
b) Qual o valor da energia de hidratação?
c) Qual o valor da entalpia de solução?

5. Dado o gráfico de entalpia, determine:



a) o valor da energia reticular do $KC\ell$ (s);
b) o valor da entalpia de hidratação dos íons $K^+ + C\ell^-$;
c) o valor da entalpia de solução do $KC\ell$ (s).

6. Dado o gráfico de entalpia, determine:



a) o calor absorvido na ruptura das ligações iônicas de 1 mol de $LiC\ell$ (s);
b) o valor da entalpia de hidratação dos íons $Li^+ + C\ell^-$;
c) o valor da entalpia de solução do $LiC\ell$ (s).

7. (UFPE) Quando $NH_4C\ell$ é dissolvido em um béquer contendo água e dissocia-se de acordo com a equação:

$NH_4C\ell\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow NH_4^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$
$\Delta H = +14{,}8$ kJ/mol

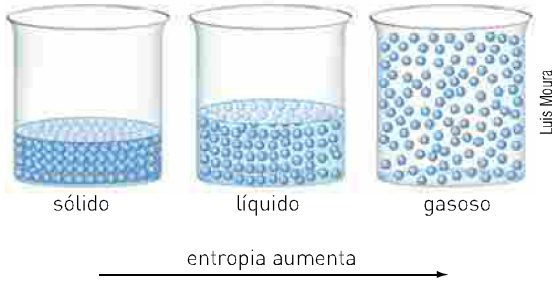
podemos concluir que:

0 – 0) o processo de dissolução é endotérmico.
1 – 1) os íons aquosos contêm mais energia que o $NH_4C\ell$ (s) e H_2O (ℓ) isolados.
2 – 2) 14,8 kJ serão liberados na dissolução de 1 mol de $NH_4C\ell$ (s).
3 – 3) a dissolução do $NH_4C\ell$ (s) em H_2O (ℓ) provoca o esfriamento do líquido.
4 – 4) a temperatura do béquer permanecerá constante.

Entropia e energia livre

A **entropia** (S) é uma grandeza termodinâmica relacionada ao grau de desordem do sistema. Quanto maior o grau de desordem (desorganização) de um sistema, maior será a entropia.

Assim, para uma mesma substância nos três estados físicos, temos a situação representada a seguir.



A variação da entropia (ΔS) é dada por:

$$\Delta S = S_{final} - S_{inicial}$$

Logo:

$\Delta S > 0 \Rightarrow$ entropia aumenta (aumento da desordem)

$\Delta S < 0 \Rightarrow$ entropia diminui (diminuição da desordem)

Veja alguns exemplos envolvendo reações:

- $CaCO_3\ (s) \rightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$

A decomposição de **1 mol** de um sólido originou **1 mol** de um outro sólido e **1 mol** de gás.

A reação produziu um número de mol maior e uma substância gasosa; logo, a entropia aumentou ($\Delta S > 0$).

- $\underbrace{3\,C_2H_2\ (g)}_{3\ mol\ (g)} \rightarrow \underbrace{1\ C_6H_6\ (g)}_{1\ mol\ (g)} \quad \Delta S < 0$

- $\underbrace{2\ H_2\ (g) + \underbrace{O_2\ (g)}_{1\ mol}}_{3\ mol\ (g)} \rightarrow \underbrace{2\ H_2O\ (\ell)}_{2\ mol\ (\ell)} \quad \Delta S < 0$

Os dois fatores responsáveis pela "força propulsora" de uma reação química são a entalpia (H) e a entropia (S). Sempre que uma reação química tende a **diminuir** a sua **entalpia** e a **aumentar** a sua **entropia**, o processo deve ocorrer **espontaneamente**.

As variações de entalpia e entropia relacionam-se com a **energia livre de Gibbs** (G).

Energia livre: energia de que o processo dispõe para realizar trabalho útil a temperatura e pressão constantes.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Em que:
ΔG = variação da energia livre de Gibbs
ΔH = variação da entalpia
T = temperatura em Kelvin
ΔS = variação da entropia

Assim, pela equação temos:

- $\Delta G < 0 \Rightarrow$ liberação de energia livre } reação espontânea;
- $\Delta G > 0 \Rightarrow$ absorção de energia livre } reação não espontânea;
- $\Delta G = 0 \Rightarrow$ equilíbrio.

Os valores do ΔG podem determinar a maior ou menor espontaneidade de uma reação. Quanto menor for o ΔG, mais espontânea será a reação.

Resumindo:

ΔH	ΔS	$T \cdot \Delta S$	ΔG	Espontaneidade da reação
+	−	−	sempre > 0	não espontânea
−	+	+	sempre < 0	espontânea
+	+	+	**se** $\Delta H > T \cdot \Delta S \Rightarrow > 0$	não espontânea
			se $\Delta H < T \cdot \Delta S \Rightarrow < 0$	espontânea
−	−	−	**se** $\lvert \Delta H \rvert < \lvert T \cdot \Delta S \rvert \Rightarrow > 0$	não espontânea
			se $\lvert \Delta H \rvert > \lvert T \cdot \Delta S \rvert \Rightarrow < 0$	espontânea

Exercícios

1. (UFPI) A entropia é uma medida:

a) da velocidade de uma reação.

b) da não utilização da energia total de um sistema na realização de trabalho útil.

c) da energia livre da reação.

d) do "conteúdo calorífico" do sistema.

e) do grau de desorganização de um sistema.

2. (UEL-PR) Das alternativas adiante, qual representa a mudança de estado físico que ocorre em consequência do aumento da entropia do sistema?

a) $CO_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(s)$

b) $CO_2\,(\ell) \rightarrow CO_2\,(g)$

c) $CH_3OH\,(\ell) \rightarrow CH_3OH\,(s)$

d) $CH_3OH\,(g) \rightarrow CH_3OH\,(\ell)$

e) $H_2O\,(g) \rightarrow H_2O\,(\ell)$

3. (UFPE/UFRPE) A variação de entropia de processos físicos e químicos é importante para a espontaneidade dos mesmos. Indique quais dos processos a seguir apresentam variação positiva de entropia.

I II

0 – 0 Cristalização de um sólido a partir da solução.

1 – 1 Evaporação do metanol.

2 – 2 Precipitação de $AgC\ell$ a partir de uma solução aquosa de $AgNO_3$ e $NaC\ell$.

3 – 3 $CaCO_3\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$.

4 – 4 Fusão do sódio metálico.

4. (UFPE/UFRPE) A queima de combustível no interior de motores pode ocorrer de forma incompleta e produzir monóxido de carbono, um gás extremamente tóxico, ao invés de CO_2, que é produzido na queima completa. Para evitar a emissão desse gás, alguns automóveis são equipados com um catalisador que promove a queima do monóxido de carbono, convertendo-o em dióxido de carbono. Tomando-se como modelo de combustível o n-hexano (C_6H_{14}) para o qual o calor padrão de combustão é de $-4\,163$ kJ/mol^{-1} e sabendo-se que:

$$C_6H_{14}\,(\ell) + \frac{13}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 6\,CO\,(g) + 7\,H_2O\,(g)$$

$$\Delta H^0 = -2465\ \text{kJ/mol}^{-1}$$

Pode-se afirmar que:

I II

0 – 0 A conversão de CO em CO_2 é endotérmica.

1 – 1 O calor liberado na conversão de CO em CO_2 é menor que 300 kJ · mol^{-1}.

2 – 2 É esperado que a conversão de CO em CO_2 ocorra com um abaixamento de entropia.

3 – 3 A queima completa de n-hexano libera mais calor que a queima incompleta.

4 – 4 A combustão completa do n-hexano é exotérmica.

5. (UFSC) A termodinâmica propõe para o cálculo de ΔG a equação $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, válida para pressão e temperatura constantes. Em relação ao processo: $H_2O\,(\ell) \rightarrow H_2O\,(v)$, temos $\Delta H = 9\,713$ cal/mol (1 atm) e $\Delta S = 26{,}04$ cal/K · mol (1 atm). Determine a temperatura, em graus Celsius, a partir da qual a vaporização da água é espontânea nas condições ambientes ($K = {}^\circ C + 273$).

6. (Uece) O conhecimento da energia livre é aplicado na indústria para a redução de gastos e otimização de alguns processos de produção. Considerando a reação:

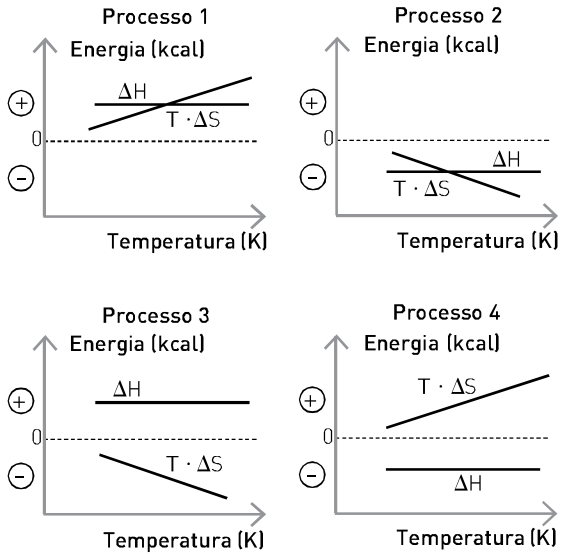
$$COC\ell_2\,(g) \rightarrow CO\,(g) + C\ell_2\,(g)$$

e os valores $\Delta H = -108{,}28$ kJ e $\Delta S = -131{,}63$ J/K a 25 °C, assinale a alternativa que indica a temperatura na qual a reação é espontânea.

a) 549 °C **c)** 727 °C

b) 627 °C **d)** 823 °C

As questões de **7** a **12** são relativas aos gráficos a seguir, que representam a variação do ΔH e da energia de organização (T · ΔS) com a temperatura, em quatro processos diferentes.



7. Qual dos processos é exotérmico e ocorre com aumento de entropia?

8. Qual dos processos é exotérmico e ocorre com diminuição de entropia?

9. Qual dos processos é endotérmico e ocorre com aumento de entropia?

10. Qual dos processos é endotérmico e ocorre com diminuição de entropia?

11. Qual(is) processo(s) é(são) espontâneo(s) em qualquer temperatura?

12. Qual(is) processo(s) pode(m) ser espontâneo(s) ou não espontâneo(s) dependendo da temperatura?

13. (UPE) A reação de obtenção do carbeto de cálcio ocorrerá teoricamente para temperaturas acima de:

$$CaO\,(s) + C_{(grafite)} \xrightarrow{\Delta} CaC_2\,(s) + CO\,(g)$$

Considere os dados hipotéticos abaixo:

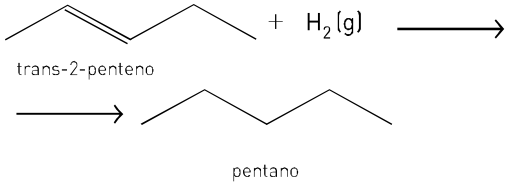
H^0 (CaO) = −150 kcal/mol	S^0 (CaO) = 24 cal/K · mol
H^0 (C) = 0	S^0 (C) = 1,0 cal/K · mol
H^0 (CaC_2) = −30 kcal/mol	S^0 (CaC_2) = 20 cal/K · mol
H^0 (CO) = −70 kcal/mol	S^0 (CO) = 45 cal/K · mol

O item correto é:

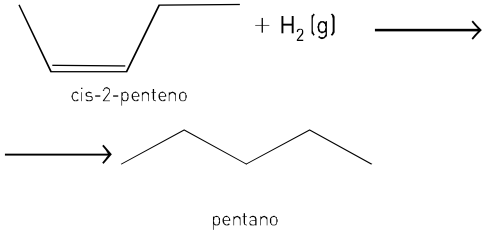
a) 1 315 K **c)** 977 K **e)** 125 °C

b) 1 250 °C **d)** 125 K

14. (UFPE/UFRPE) Compostos com ligações duplas C═C apresentam isomeria *cis-trans*, e a sua interconversão (isomerização) é uma reação importante, pois está relacionada, por exemplo, ao mecanismo da visão, que envolve uma etapa na qual o cis-retinol é convertido no trans-retinol, ou ainda na obtenção de gorduras trans no processo de hidrogenação natural ou industrial de ácidos graxos. A reação de hidrogenação de alquenos é acelerada na presença de metais, tais como: platina, paládio e níquel.
A partir das reações termoquímicas a seguir, relativas aos compostos citados, avalie as afirmações.



$\Delta H_r^0 = -114\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta S_r^0 = -124\ J \cdot mol^{-1}\ K^{-1}$.



$\Delta H_r^0 = -118\ kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta S_r^0 = -126\ J \cdot mol^{-1}\ K^{-1}$.

0 – 0) A reação de hidrogenação do trans-2-penteno libera mais calor que a reação de hidrogenação do isômero *cis*.

1 – 1) A entalpia padrão de formação do H_2 (g) não contribui para a variação de entalpia padrão das reações de hidrogenação.

2 – 2) A reação de isomerização cis-2-penteno-trans-2-penteno é exotérmica e tem o valor de $\Delta H_r^0 = -4\ kJ \cdot mol^{-1}$.

3 – 3) A variação de entropia nas reações de hidrogenação favorece a formação dos produtos.

4 – 4) Na temperatura de 27 °C, essas reações de hidrogenação são espontâneas.

15. (IME-RJ) Uma fábrica que produz cal, $Ca(OH)_2$, necessita reduzir o custo da produção para se manter no mercado com preço competitivo para seu produto. A direção da fábrica solicitou ao departamento técnico o estudo da viabilidade de reduzir a temperatura do forno de calcinação de carbonato de cálcio, dos atuais 1 500 K para 800 K. Considerando apenas o aspecto termodinâmico, pergunta-se: o departamento técnico pode aceitar a nova temperatura de calcinação? Em caso afirmativo, o departamento técnico pode fornecer uma outra temperatura de operação que proporcione maior economia? Em caso negativo, qual é a temperatura mais econômica para se operar o forno de calcinação?
Dados:

	ΔS^0 (J · mol^{-1} · K^{-1})	ΔH^0 (kJ · mol^{-1})
$CaCO_3$ (s)	92,9	−1 206,9
CaO (s)	39,8	−635,1
CO_2 (g)	213,6	−393,5

Observação: Desconsidere a variação das propriedades com a temperatura.

UNIDADE

4 Oxirredução

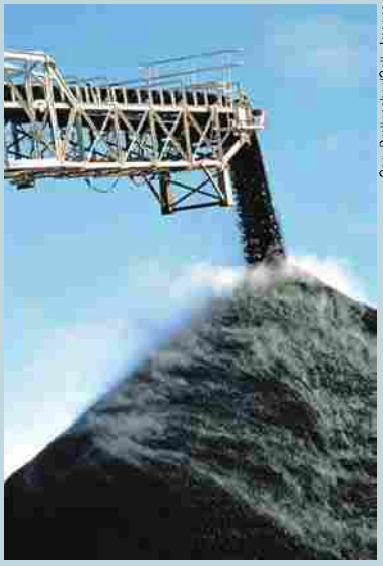
De uma simples fogueira de acampamento às mais avançadas baterias elétricas, das árvores que produzem oxigênio às pessoas que se apressam pelas ruas da cidade, tudo gira em torno de um importante grupo de reações chamadas oxirredução ou redox. São reações de vários tipos: o carvão queima, a ferrugem se forma, a água sanitária remove manchas, os alimentos se transformam em energia para nosso organismo.

A oxidação e a redução são dois processos que ocorrem sempre simultaneamente. Não se pode ter um sem ter o outro, pois eles são dois aspectos do mesmo processo: a reação de oxirredução. Quando uma substância é oxidada, outra é reduzida. Porém, às vezes, analisamos somente uma parte do processo — apenas a oxidação ou apenas a redução.

Nossas células conseguem energia para se sustentar oxidando alimentos. Plantas verdes utilizam a luz do Sol, no processo da fotossíntese, para produzir a glicose pela redução do dióxido de carbono. Extraímos metais de seus respectivos minérios por redução, e esses mesmos metais sofrem oxidação e são corroídos. A tecnologia atual depende da oxidação de combustíveis fósseis — carvão, gás natural, petróleo — para obter energia.

A matéria na forma reduzida — alimento, carvão e combustíveis — tem conteúdo energético maior do que suas formas oxidadas (dióxido de carbono e água). Estudando os processos de oxidação e redução com mais detalhes podemos entender as reações químicas que ocorrem em nossa vida.

HILL, John W.; KOLB, Doris K. *Chemistry for changing times*. 9. ed. Prentice Hall, 2004. [Trad. dos editores.]



Gary Brettnacher/Getty Images

A partir do minério de ferro, por meio de um processo de oxirredução, obtém-se o metal ferro (Fe).

Ingram Publishing/Diomedia

A fotossíntese é uma reação de oxirredução. As moléculas de clorofila utilizam energia luminosa para produzir gás oxigênio e glicose.

Ideias iniciais

- Os exemplos de reações de oxirredução (ou oxidorredução) mencionados no texto acima vão desde fenômenos naturais até processos desenvolvidos pelo ser humano. Enumere-os utilizando esse critério de classificação.
- Pense em outros exemplos de reações químicas que você já estudou. Ao chegar ao final desta unidade, retome esses exemplos para confirmar se se trata de casos de oxirredução.

CAPÍTULO 12

Oxirredução

Gênio do Renascimento, Leonardo da Vinci (1452-1519) é conhecido como pintor, arquiteto, músico e engenheiro militar; porém, seu interesse se estendia por várias áreas das ciências. Mesmo sem conhecer o gás oxigênio, descoberto em 1774 por Joseph Priestley, percebeu uma importante propriedade dessa substância. Isso pode ser entendido pela análise de sua frase:

> Onde uma chama não pode arder, um animal que precisa respirar não pode viver.
> Angewandte Chemie International Edition, v. 39, WJP, p. 2.449-2.450, 2000.

Leonardo da Vinci, 1452-1519

Autorretrato de Leonardo da Vinci (entre 1512-15).

Além de fundamental para a vida e para as combustões, o oxigênio participa de muitas reações.

O termo **oxidação** era usado originalmente para descrever reações nas quais uma substância se combina com o oxigênio. O processo oposto, **redução**, era usado para indicar a remoção de oxigênio de uma substância.

Atualmente, usamos os termos **oxidação** e **redução** para indicar reações que ocorrem com a perda e o ganho de elétrons — as reações de **oxirredução**, muito comuns e importantes no mundo que nos cerca.

As fotografias abaixo mostram situações em que ocorrem reações de oxirredução.

A combustão do metano pode ser representada por

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(v)$$

Pasieka/SPL/LatinStock

Combustão do gás metano (CH_4).

Charles D. Winter/Photo Researchers, Inc./LatinStock

As bolhas que se observam na fotografia são de oxigênio e estão sendo liberadas por uma planta aquática.

SAIBA MAIS

> *Pinturas a óleo, como a famosa* **Mona Lisa** *(ou* **Gioconda***), de Leonardo da Vinci, são vulneráveis à ação oxidante do gás oxigênio e dos raios ultravioleta. Por isso, recebem acabamento com uma camada de verniz. Para conhecer melhor a obra de Da Vinci, incluindo suas máquinas, visite na internet o endereço <http://www.mostredileonardo.com> (em italiano e em inglês). Se tiver dúvidas, consulte um bom dicionário impresso ou* on-line. *Acesso em: 2 abr. 2014.*

Tanto a fotossíntese,

$$6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(v) \longrightarrow \underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6\,(aq)} + 6\,O_2\,(g),$$

como o metabolismo da glicose no organismo,

$$C_6H_{12}O_6\,(aq) + 6\,O_2\,(g) \longrightarrow 6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(v),$$

são processos fundamentais para a manutenção da vida.

O processo de formação da ferrugem,

$$2\ Fe\ (s) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) + 3\ H_2O\ (v) \longrightarrow \underset{\substack{\text{ferrugem}\\ Fe_2O_3 \cdot 3\ H_2O}}{2\ Fe\ (OH)_3\ (s)},$$

é responsável por grandes prejuízos.

As reações apresentadas ocorrem com a participação do oxigênio, mas existem muitas reações de oxirredução sem a presença do oxigênio.

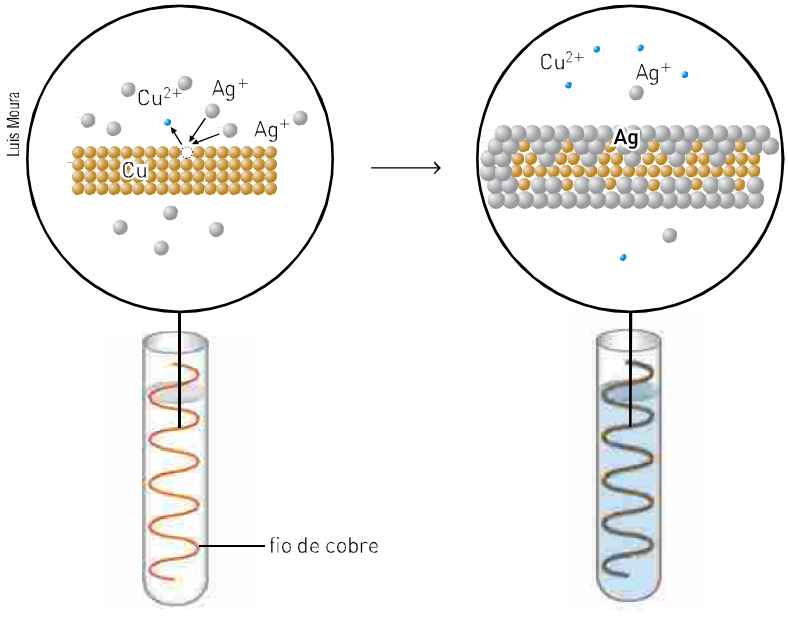
Os ácidos atacam o ferro, produzindo gás hidrogênio. Veja, por exemplo, a reação do ferro com o ácido clorídrico:

$$Fe\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \longrightarrow FeC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

Essa também é uma reação de oxirredução.

O processo de transferência de elétrons nas reações de oxirredução pode ser evidenciado por um experimento bastante simples.

Ao introduzir um fio de cobre (Cu) em uma solução aquosa de nitrato de prata ($AgNO_3$), verificamos, após certo tempo, que ocorre a formação de um depósito de prata no fio e que a solução adquire a cor azul, característica dos íons Cu^{2+}.



As reações envolvidas podem ser representadas pelas equações:

$Cu^0 \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$ perda de elétrons

$2\ Ag^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Ag^0$ ganho de elétrons

Nesse exemplo, cada reação é denominada **semirreação**.

Observe que ocorreram alterações nas cargas elétricas das espécies químicas. Assim:

Cu^0 (carga zero) $\longrightarrow$ Cu^{2+} (carga +2)

Ag^+ (carga +1) $\longrightarrow$ Ag^0 (carga zero)

Thinkstock/Getty Images

O ferro é um metal importante para a construção de muitas estruturas.

Arquivo do autor

Prego de ferro imerso em uma solução de ácido clorídrico. As pequenas bolhas são constituídas de gás hidrogênio.

Essas cargas elétricas são denominadas **números de oxidação (Nox)**. Logo, temos que:

Cu^0 Nox = zero
Cu^{2+} Nox = +2
Ag^+ Nox = +1
Ag^0 Nox = zero

O conhecimento do número de oxidação é de grande importância para o entendimento dos processos de oxirredução.

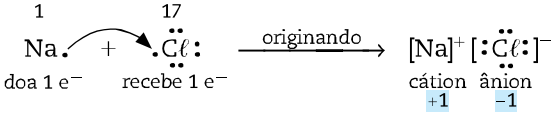
Vamos agora estudar as maneiras de determiná-lo.

NÚMERO DE OXIDAÇÃO

O Nox nos ajuda a entender como os elétrons estão distribuídos entre os átomos que participam de um composto iônico ou de uma molécula.

- **Compostos iônicos**

Vamos considerar a ligação iônica entre um átomo de sódio (Na) e um átomo de cloro (Cℓ), originando o cloreto de sódio (NaCℓ):



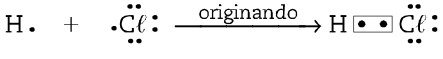
Nessa ligação, ocorreu a transferência de um elétron do átomo de sódio para o átomo de cloro, originando um cátion sódio (Na^+) e um ânion cloreto ($C\ell^-$), que se unem por atração eletrostática. O cátion sódio (Na^+) apresenta carga +1; dizemos, então, que o seu Nox é igual a +1, enquanto o ânion cloreto ($C\ell^-$) apresenta Nox igual a −1.

Nos compostos iônicos, o Nox corresponde à carga do íon de cada elemento. Essa carga equivale ao número de elétrons perdidos ou recebidos na formação do composto.

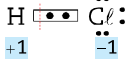
Composto iônico	$Na^+C\ell^-$		$Ca^{2+}O^{2-}$		$A\ell^{3+}F_3^-$		$Fe_2^{3+}S_3^{2-}$	
Nox	+1	−1	+2	−2	+3	−1	+3	−2

- **Compostos moleculares**

Vamos considerar agora a ligação covalente entre um átomo de hidrogênio (H) e um átomo de cloro (Cℓ), originando o cloreto de hidrogênio (HCℓ):



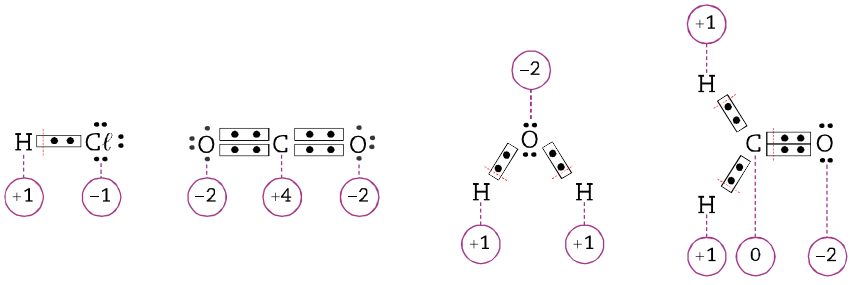
Na molécula de HCℓ, um par de elétrons é compartilhado pelos dois átomos. Como o átomo de cloro é mais eletronegativo que o átomo de hidrogênio, o par eletrônico compartilhado está acentuadamente deslocado no sentido do átomo de cloro:



Devido a esse deslocamento, podemos "atribuir" esses elétrons ao átomo de cloro. Assim, o cloro possui um elétron "a mais" na sua camada de valência, passando a apresentar uma carga negativa −1. Logo, o Nox do cloro será igual a −1. Usando o mesmo raciocínio, o átomo de hidrogênio, por possuir um elétron "a menos" na sua camada de valência, apresenta uma carga positiva +1, e seu Nox será igual a +1.

Nos compostos moleculares, o Nox corresponde a uma carga elétrica hipotética atribuída a cada átomo nas substâncias em função das diferenças de eletronegatividade.

Nos compostos moleculares, não existe transferência de elétrons. Assim, o Nox corresponde à carga elétrica que o átomo iria adquirir se a ligação fosse rompida. Desse modo, o átomo de maior eletronegatividade receberia os elétrons do outro átomo:



> *O Nox deve ser determinado para cada espécie, isoladamente.*
>
> *Nos compostos iônicos, o Nox é a carga de cada íon.*
>
> *Nos compostos moleculares, o Nox é uma carga imaginária, e o Nox negativo é atribuído ao átomo de maior eletronegatividade.*

Regras para a determinação do Nox

Veremos a seguir um conjunto de regras que permitem a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

1. O Nox de cada átomo em uma substância simples é sempre **zero**.
Por exemplo, a molécula do gás hidrogênio (H_2):

Nesse caso, como os átomos apresentam a mesma eletronegatividade, em uma eventual quebra da ligação nenhum deles perde ou ganha elétrons. Outros exemplos:

$$O_2,\ O_3,\ P_4,\ S_8,\ C_{graf},\ C_{diam}$$

2. O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.

K^+	Ba^{2+}	F^-	N^{3-}
+1	+2	−1	−3

3. Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

	Nox	Exemplos
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	$\overset{+1}{NaC\ell}$ $\overset{+1}{K_2SO_4}$
Metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	$\overset{+2}{CaO}$ $\overset{+2}{MgC\ell_2}$
Zinco (Zn)	+2	$\overset{+2}{ZnSO_4}$ $\overset{+2}{ZnO}$
Prata (Ag)	+1	$\overset{+1}{AgC\ell}$ $\overset{+1}{Ag_2SO_4}$
Alumínio (Aℓ)	+3	$\overset{+3}{A\ell_2(SO_4)_3}$ $\overset{+3}{A\ell_2O_3}$

4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente +1.

HBr	H_2SO_4	$C_6H_{12}O_6$
+1	+1	+1

Quando o hidrogênio estiver ligado a um metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é −1.

NaH	CaH_2
−1	−1

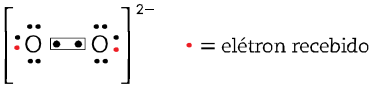
5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é −2.

CO	H_2O	H_2SO_4	$C_6H_{12}O_6$
−2	−2	−2	−2

No composto fluoreto de oxigênio (OF_2), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é +2:

OF_2
+2

Nos peróxidos $(O_2)^{2-}$, o Nox do oxigênio é −1.
Veja a representação da fórmula eletrônica desse grupo:



Cada átomo de oxigênio recebeu um elétron e, por isso, o seu Nox é igual a −1.
Veja alguns exemplos de compostos, chamados **peróxidos**, que apresentam esse grupo $(O_2)^{2-}$:

	H_2O_2	Na_2O_2	CaO_2
	+1 | −1	+1 | −1	+2 | −1
soma dos Nox:	+2 | −2 = zero	+2 | −2 = zero	+2 | −2 = zero

6. Os halogênios apresentam Nox = −1 quando formam compostos binários (dois elementos), nos quais são mais eletronegativos.

HCℓ	$MnBr_2$	CF_4
−1	−1	−1

7. A soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre **zero**.

	NaCℓ	HCℓ	CaO	CO
soma dos Nox:	+1 −1 = zero	+1 −1 = zero	+2 −2 = zero	+2 −2 = zero

Com o auxílio das regras anteriores, podemos atribuir o Nox dos átomos participantes de uma infinidade de substâncias moleculares e de compostos e agrupamentos iônicos.

- **Compostos moleculares**

Determinação do Nox do fósforo (P) no H_3PO_4:

H_3PO_4

$H_3\ P\ O_4$

+1	x	−2
+3	x	−8

Elemento	Atomicidade	·	Nox do átomo
H	3	·	+1 = +3
P	1	·	x = x
O	4	·	−2 = −8

$(+3) + (x) + (8) = 0$

$x = +5$

O Nox do fósforo (P) é +5.

- **Compostos iônicos**

Determinação do Nox do enxofre (S) no $A\ell_2(SO_4)_3$.

A notação $(SO_4)_3$ indica a presença de 3 grupos SO_4, ou seja, 3 átomos de S e 12 átomos de O, o que equivale a S_3O_{12}:

$A\ell_2(SO_4)_3 \Rightarrow A\ell_2S_3O_{12}$

+3	x	−2
+6	3x	−24

$(+6) + (3x) + (-24) = 0$

$x = +6$

O Nox do enxofre (S) é +6.

- **Agrupamentos iônicos**

Determinação do Nox do crômio (Cr) no $(Cr_2O_7)^{2-}$:

$Cr_2O_7^{2-}$

$Cr_2\ O_7^{2-}$

x	−2
2x	−14

Elemento	Atomicidade	·	Nox do átomo
Cr	2	·	x = 2x
O	7	·	−2 = −14

carga do íon ↑

$(2x) + (-14) = (-2)$

$x = +6$

O Nox do cromo (Cr) é +6.

Exercícios resolvidos

1. (UFRGS) Na reação representada por:

$$P_4 + 3\ NaOH + 3\ H_2O \rightarrow 3\ NaH_2PO_2 + PH_3$$

determine o Nox do elemento fósforo (P) nas três substâncias em que ele é um dos componentes.

Solução

- P_4 = substância simples = Nox = zero
- NaH_2PO_2

Nox conhecidos: Na = +1, H = +1, O = −2

Na	H_2	P	O_2
+1	+1	x	−2
+1	+2	x	−4

$\Rightarrow (+1) + (+2) + (x) + (-4) = 0$

$x = +1$

- PH_3

Nox conhecido: H = +1

P	H_3
x	+1
x	+3

$\Rightarrow (x) + (+3) = 0$

$x = -3$

2. Determine o Nox dos átomos de nitrogênio no nitrato de amônio: NH_4NO_3.

Solução

Para determinar o Nox do nitrogênio, inicialmente devemos separar o cátion (NH_4^+) do ânion (NO_3^-).

$$NH_4^+ \qquad\qquad NO_3^-$$

Feita a separação, determine separadamente o Nox do nitrogênio em cada íon.

NH_4^+ Nox do N = −3

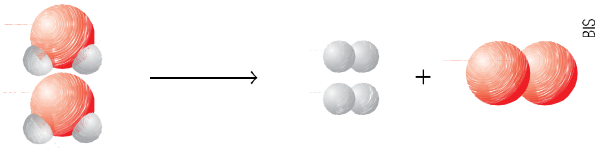
(−3)	+1
−3	+4

NO_3^- Nox do N = +5

(+5)	−2
+5	−6

Exercícios fundamentais

A decomposição da água pode ser representada por:



Responda às questões **1** e **2.**

1. Escreva a equação da reação representada acima.

2. Indique o Nox dos elementos:

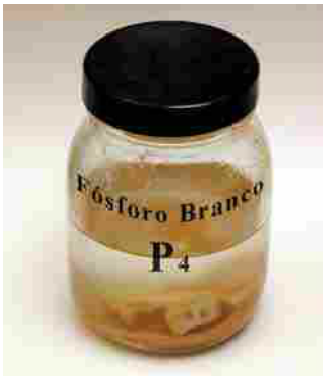
I. hidrogênio na água e no gás hidrogênio.

II. oxigênio na água e no gás oxigênio.

3. O fósforo branco (P_4), quando exposto ao ar, sofre combustão:

$$P_4 + 5\,O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

Determine o Nox do fósforo e o do oxigênio em todas as espécies.

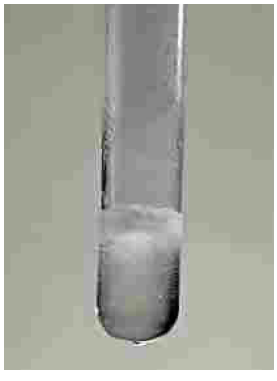


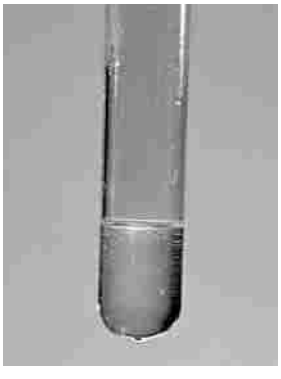
Sérgio Dotta Jr./The Next

O fósforo branco deve ser guardado imerso em água, pois sofre combustão se entra em contato com o oxigênio presente no ar.

Com base nas informações a seguir, responda às questões de **4** a **9.**

O magnésio reage com uma solução aquosa de ácido clorídrico, produzindo cloreto de magnésio e gás hidrogênio. As fotografias ao lado mostram a reação no início e no final:





Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Dois momentos da reação de uma amostra de magnésio com solução aquosa de ácido clorídrico.

4. Equacione a reação mencionada e faça seu balanceamento pelo método das tentativas.
5. O que aconteceu com o magnésio, Mg (s)?
6. Determine o Nox dos elementos magnésio e hidrogênio nas espécies em que estão presentes.
7. Qual dos elementos teve aumento do Nox?
8. Qual dos elementos teve diminuição do Nox?
9. Ao final da transformação, é possível notar a presença de gotículas de água na parte superior interna do tubo de ensaio. Como você pode justificar esse fato?
10. Determine o Nox do elemento cloro nas espécies: $C\ell_2$, $NaC\ell$, $CaC\ell_2$, $HC\ell$, $HC\ell O$, $HC\ell O_2$, $HC\ell O_3$, $HC\ell O_4$, $C\ell_2O_7$ e $C\ell O_4^-$.

Testando seu conhecimento

1. Determine o número de oxidação do enxofre nos compostos:

   S_8; H_2S; H_2SO_3; H_2SO_4; $Na_2S_2O_3$ e $A\ell_2(SO_4)_3$.

2. Determine o Nox do crômio nos compostos Cr_2O_3; $Na_2Cr_2O_7$; $CaCrO_4$ e Cr^{3+}.

3. (UFPR) O nitrogênio (N) é capaz de formar compostos com estados de oxidação que variam de −3 a +5. Cinco exemplos das inúmeras moléculas que o N pode formar são apresentados a seguir.
   Dados os números atômicos do N (Z = 7), do H (Z = 1) e do O (Z = 8), numere a coluna II de acordo com a coluna I.

Coluna I	Coluna II
1. NO	• −2
2. N_2O	• −3
3. NH_3	• +4
4. N_2H_4	• +2
5. NO_2	• +1

   Indique a alternativa que apresenta a numeração correta da coluna II, de cima para baixo.

   a) 1 − 4 − 2 − 5 − 3. **c)** 1 − 2 − 4 − 3 − 5. **e)** 3 − 5 − 1 − 2 − 4.
   b) 4 − 3 − 5 − 1 − 2. **d)** 2 − 4 − 3 − 1 − 5.

4. (PUC-MG) O número de oxidação (Nox) de um elemento quantifica seu estado de oxidação. Qual é o Nox do Cr no ânion $Cr_2O_7^{2-}$?

   a) +3 **b)** +5 **c)** +6 **d)** +7

5. (Uni-Rio-RJ)

   > Mais de 20 nascentes subterrâneas alimentam Villa Luz. Peixes como o *Poecilia mexicana* ficam corados com os altos níveis de hemoglobina necessária para a captação do escasso oxigênio da água. Venenoso para os seres humanos, o ácido sulfídrico (H_2S) sustenta formas de vida microbianas que o oxidam, originando ácido sulfúrico (H_2SO_4) — este, por sua vez, dissolve a rocha [...].
   >
   > (*National Geographic Brasil*, 2001.)

   Considerando que nos ácidos oxigenados o enxofre possui maiores estados de oxidação, indique a opção que contém o número de oxidação correto do átomo de enxofre presente nos ácidos sulfídrico e sulfúrico, respectivamente:

   a) −2 e +4. **c)** +4 e +6. **e)** −2 e +6.
   b) +6 e −2. **d)** +6 e +4.

6. (Unifesp) O nitrogênio tem a característica de formar com o oxigênio diferentes óxidos: N_2O, o "gás do riso"; NO, incolor; e NO_2, castanho, produtos dos processos de combustão; N_2O_3 e N_2O_5, instáveis e explosivos. Este último reage com água produzindo ácido nítrico, conforme a equação:

   $$N_2O_5\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,HNO_3\,(aq) \qquad \Delta H^0 = -140\ kJ$$

   Dentre os óxidos descritos no texto, aquele no qual o nitrogênio apresenta maior número de oxidação é o:

   a) NO **c)** N_2O **e)** N_2O_5
   b) NO_2 **d)** N_2O_3

7. (Uerj) O nitrogênio atmosférico, para ser utilizado pelas plantas na síntese de substâncias orgânicas nitrogenadas, é inicialmente transformado em compostos inorgânicos, por ação de bactérias existentes no solo.

No composto inorgânico oxigenado principalmente absorvido pelas raízes das plantas, o número de oxidação do nitrogênio, no nitrato, corresponde a:

a) 0 **b)** +1 **c)** +2 **d)** +5

8. (FGV-SP) O titânio e seus compostos são amplamente empregados tanto na área metalúrgica como na produção de cosméticos e fármacos. No Brasil, são extraídos os minérios na forma de óxidos, rutilo (TiO_2) e ilmenita ($FeTiO_3$). O titânio apresenta o mesmo estado de oxidação nesses dois minérios. O número de oxidação do titânio e a configuração eletrônica da camada de valência do ferro no estado de oxidação em que se encontra na ilmenita são, respectivamente,

a) +2 e $3d^6\ 4s^2$. **b)** +2 e $3d^4\ 4s^2$. **c)** +3 e $3d^5$. **d)** +4 e $3d^6$. **e)** +4 e $3d^4$.

9. (UFPR) O jornal *Gazeta do Povo* de 13 de agosto de 2006 apresentou a reportagem "Enxofre contra aquecimento global", na qual aborda a proposta de um cientista de "lançar sulfureto de hidrogênio (H_2S) na atmosfera. O dióxido de enxofre então é formado por oxidação, que também cria as partículas de ácido sulfúrico". Acerca disso, considere as seguintes afirmativas:

1. No português do Brasil, o gás H_2S é chamado de sulfeto de hidrogênio.
2. A reação química de oxidação citada é:
   $2\ H_2S + 3\ O_2 \rightarrow 2\ SO_2 + 2\ H_2O$.
3. A reação química responsável pela formação de ácido sulfúrico é uma reação de análise.
4. Os números de oxidação (Nox) do enxofre nos compostos citados são −2, +4 e +6, respectivamente.

Indique a alternativa *correta*.

a) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
b) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.

10. (Uni-Rio-RJ)

> Resíduo de arroz tem vários usos: outra opção de substrato. [...] é o uso da casca de arroz carbonizada. [...] Com a casca do arroz, o índice de doenças é 30% menor do que o registrado com a fibra do xaxim. É indicado o uso da casca de arroz com adubos ácidos, como o fosfórico e o sulfúrico, para preservar a fibra ácida [...].
>
> (*Estadão*, 2007.)

Considerando as informações no texto, pergunta-se:

a) Qual a fórmula estrutural plana do ácido sulfúrico?
b) Qual o nome do sal formado a partir da completa substituição dos hidrogênios ácidos por íons NH_2^- no ácido ortofosfórico?
c) Quais os números de oxidação do enxofre e do fósforo nos ácidos sulfúrico e ortofosfórico, respectivamente?

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFSM) Para realizar suas atividades, os escoteiros utilizam vários utensílios de ferro, como grelhas, facas e cunhas. A desvantagem do uso desses materiais de ferro é a corrosão, resultado da oxidação do ferro que forma vários compostos, entre eles óxido de ferro. Com relação ao óxido de ferro, é correto afirmar:

I. Pode existir na forma de óxido ferroso, FeO.
II. Pode existir na forma de óxido férrico, Fe_2O_3.
III. O íon ferro possui estado de oxidação +2 e +3 no óxido ferroso e no óxido férrico, respectivamente.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I. **b)** apenas II. **c)** apenas III. **d)** apenas I e II. **e)** I, II e III.

2. (Vunesp-SP) Compostos de crômio têm aplicação em muitos processos industriais, como, por exemplo, o tratamento de couro em curtumes e a fabricação de tintas e pigmentos. Os resíduos provenientes desses usos industriais contêm, em geral, misturas de íons cromato (CrO_4^{2-}), dicromato e crômio, que não devem ser descartados no ambiente, por causarem impactos significativos.
Sabendo que no ânion dicromato no número de oxidação do crômio é o mesmo que no ânion cromato, e que é igual à metade desse valor no cátion crômio, as representações químicas que correspodem aos íons de dicromato e crômio são, correta e respectivamente,

a) $Cr_2O_5^{2-}$ e Cr^{4+}.
b) $Cr_2O_9^{2+}$ e Cr^{4+}.
c) $Cr_2O_9^{2-}$ e Cr^{3+}.
d) $Cr_2O_7^{2-}$ e Cr^{3+}.
e) $Cr_2O_5^{2-}$ e Cr^{2+}.

3. (UFPR) O dióxido de carbono é produto da respiração, da queima de combustíveis e é responsável pelo efeito estufa. Em condições ambiente, apresenta-se como gás, mas pode ser solidificado por resfriamento, sendo conhecido nesse caso como gelo-seco.
Acerca da estrutura de Lewis do dióxido de carbono, considere as afirmativas a seguir (se houver mais de uma estrutura de Lewis possível, considere a que apresenta mais baixa carga formal dos átomos, isto é, a mais estável segundo o modelo de Lewis):

1. Entre o átomo de carbono e os dois oxigênios há duplas-ligações.
2. O Nox de cada átomo de oxigênio é igual a −2.
3. O Nox do carbono é igual a zero.
4. O átomo de carbono não possui elétrons desemparelhados.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
b) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas 1, 3 e 4 são veradeiras.
e) Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.

4. (Feevale-RS) As plantas absorvem do solo o nitrogênio de que necessitam na forma de amônio ou nitrato. Algumas plantas, no entanto, têm a capacidade de absorver e fixar o nitrogênio gasoso da atmosfera. Em relação aos compostos nitrogenados citados, a sequência que define suas fórmulas e os números de oxidação do nitrogênio em cada composto é, respectivamente:

a) N_2H_5; NO_2^-; N; +2; +4; 0
b) NH_4^+; NO_2^-; N_2; −2; −4; +5
c) NH_4^+; NO_3^-; N_2; −3; +5; 0
d) NH_3; NO_2^-; N_2; +2; −4; −5
e) N_2H_5; NO_3^-; N_2; −3; +4; 0

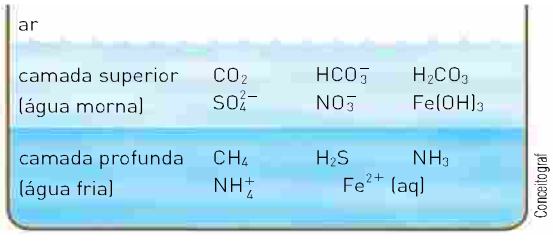
5. (Fatec-SP) Nas latinhas de refrigerantes, o elemento alumíno (número atômico 13) está presente na forma metálica e, na pedra-ume, está presente na forma de cátions trivalentes. Logo, as cargas elétricas relativas do alumínio nas latinhas e na pedra-ume são, respectivamente:

a) 3− e 3+.
b) 3− e 0.
c) 0 e 3+.
d) 3+ e 0.
e) 3+ e 3−.

6. (FGV-SP) O molibdênio é um metal de aplicação tecnológica em compostos como MoS_2 e o espinélio, $MoNa_2O_4$, que, por apresentarem sensibilidade e variações de campo elétrico e magnético, têm sido empregados em dispositivos eletrônicos. Os números de oxidação do molibdênio no MoS_2 e no $MoNa_2O_4$ são, respectivamente:

a) +2 e +2.
b) +2 e +3.
c) +4 e +3.
d) +4 e +4 .
e) +4 e +6.

7. (UFRJ) A análise da água de uma lagoa revelou a existência de duas camadas com composições químicas diferentes, como mostra o desenho a seguir.



Indique o número de oxidação do nitrogênio em cada uma das camadas da lagoa e apresente a razão pela qual alguns elementos exibem diferença de Nox entre as camadas.

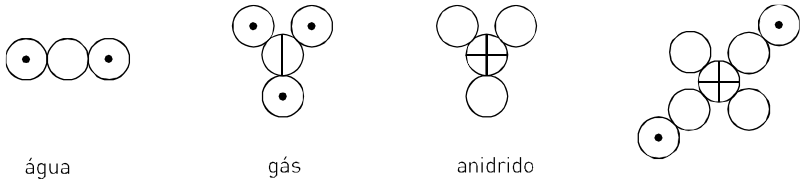
8. (PUC-MG) O sistema de segurança *air bag* usado em automóveis é acionado por um microprocessador em caso de acidente. Ocorre desencadeamento de reações liberando nitrogênio, que infla prontamente o saco plástico (*air bag*). Considerando as reações:

1) $NaN_3\,(s) \rightarrow Na\,(s) + N_2\,(g)$
2) $Na\,(s) + KNO_3\,(s) \rightarrow Na_2O\,(s) + K_2O\,(s) + N_2\,(g)$

observa-se que o nitrogênio apresenta, na sequência das reações 1 e 2, os seguintes números de oxidação:

a) −3, 0, +3, 0.
b) $-\frac{1}{3}$, 0, +5, 0.
c) +3, 0, −3, 0.
d) $+\frac{1}{3}$, 0, +5, 0.
e) −3, +2, +3, +2.

9. (UFRJ) O cientista John Dalton foi um dos pioneiros na tentativa de ordenar e definir propriedades dos elementos e das moléculas. Segundo sua Teoria atômica, apresentada em 1803, toda a matéria seria composta por pequenas partículas indivisíveis chamadas átomos. Átomos do mesmo elemento possuiriam as mesmas características, podendo se ligar entre si ou a outros elementos, formando moléculas. Como os símbolos dos antigos alquimistas não se ajustavam a sua teoria, Dalton propôs ainda a adoção de novos símbolos para representar os elementos e as moléculas. As figuras a seguir apresentam algumas moléculas representadas com os símbolos criados por Dalton.

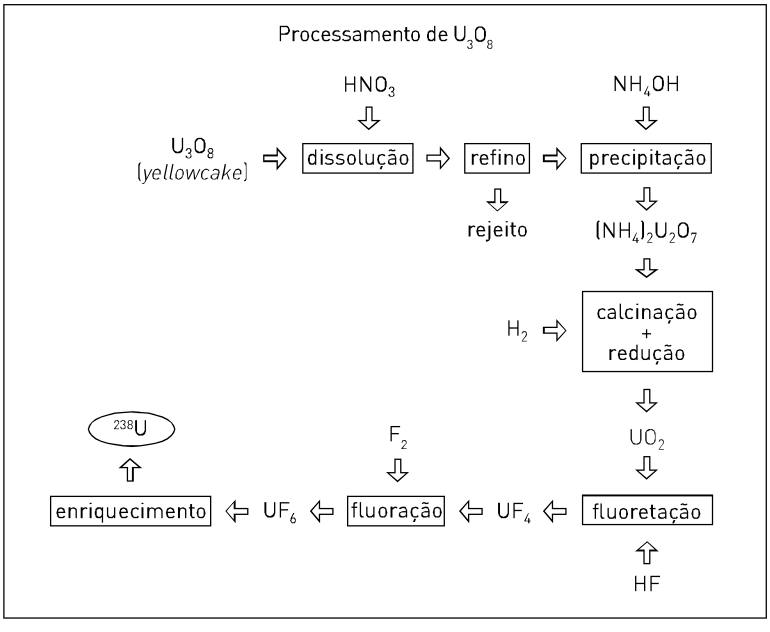


água | gás amoníaco | anidrido sulfúrico | X

a) Escreva a estrutura do ácido nítrico usando a representação de Dalton.

b) Apresente o Nox do elemento central da molécula X.

10. (UFRJ) A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo ^{238}U. O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, na região de Caetité, localizada na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de U_3O_8, também chamado de *yellowcake*.
O concentrado bruto de urânio é processado através de uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo ^{238}U, conforme o esquema a seguir.



Com base no esquema:

a) Apresente os nomes do oxiácido e da base utilizados no processo.

b) Indique os números de oxidação do átomo de urânio nos compostos U_3O_8 e $(NH_4)_2U_2O_7$.

11. (FGV-SP) O nióbio é um metal de grande importância tecnológica e suas reservas mundiais se encontram quase completamente no território brasileiro. Um exemplo de sua aplicação é o niobato de lítio, um composto que contém apenas um íon Li^+ e o oxiânion formado pelo nióbio no estado de oxidação +5, que é usado em dispositivos ópticos e de telecomunicação de última geração.
O número de átomos de oxigênio por fórmula de niobato de lítio é:

a) 2 **d)** 5

b) 3 **e)** 6

c) 4

12. (ITA-SP) Assinale a opção que contém o número de oxidação do crômio no composto $[Cr(NH_3)_4C\ell_2]$.

a) Zero **d)** +3

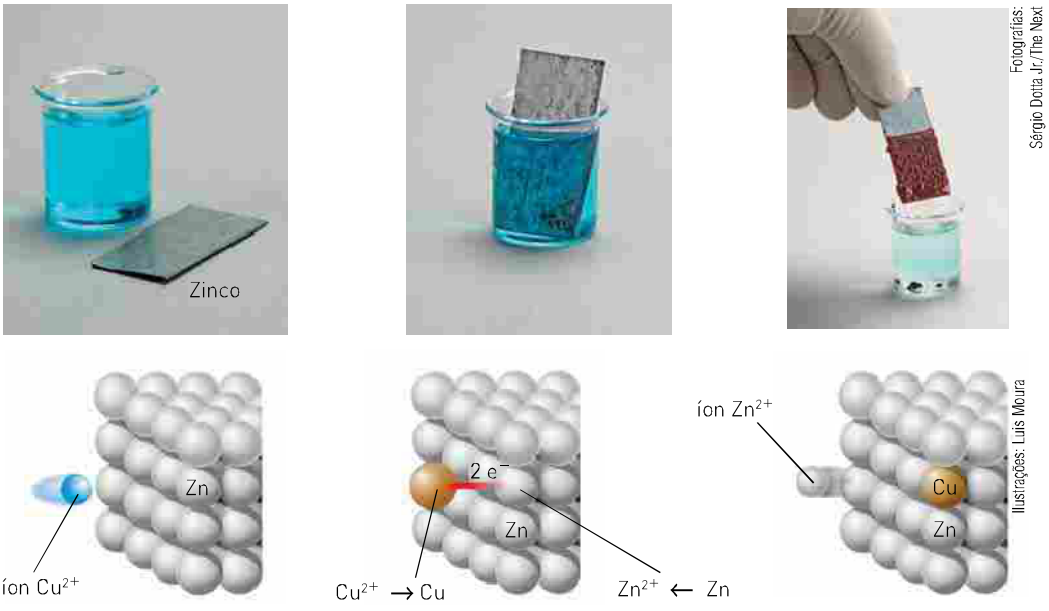
b) +1 **e)** +4

c) +2

CAPÍTULO 13

Reações de oxirredução

Introduzindo uma lâmina de zinco (Zn) em uma solução aquosa de sulfato de cobre ($CuSO_4$), que apresenta cor azul característica do íon Cu^{2+} (aq), após certo tempo observamos o aparecimento de uma substância avermelhada (cobre metálico) sobre a lâmina e uma mudança de cor na solução, que vai se tornando incolor à medida que a reação ocorre.



Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next
Ilustrações: Luis Moura

Nesse processo, ocorreu uma reação que pode ser representada por:

$$Zn\,(s) + \underbrace{CuSO_4\,(aq)}_{\text{solução azul}} \rightarrow \underbrace{Cu\,(s)}_{\text{depósito avermelhado}} + \underbrace{ZnSO_4\,(aq)}_{\text{solução mais clara}}$$

Uma maneira mais adequada de representar a reação seria escrevê-la na forma iônica, que mostra as espécies que participaram da reação.

$$Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + Cu\,(s) + SO_4^{2-}\,(aq)$$

Note que os íons sulfato (SO_4^{2-}) não sofreram alteração, por isso podemos concluir que eles não participaram da reação.

$$Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) + \cancel{SO_4^{2-}\,(aq)} \rightarrow Cu\,(s) + Zn^{2+}\,(aq) + \cancel{SO_4^{2-}\,(aq)}$$

Portanto, a reação que ocorreu pode ser representada assim:

$$Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Cu\,(s) + Zn^{2+}\,(aq)$$

A transformação do Zn (s) em Zn^{2+} (aq) ocorreu através da perda de 2 elétrons por átomo de Zn (s):

$$Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$$

Essa transformação é denominada oxidação.

Oxidação: perda de elétrons.

À medida que os átomos de Zn (s) se oxidam, os íons Cu^{2+} (aq) recebem 2 elétrons e se transformam em Cu (s):

$$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$$

Essa transformação é denominada redução.

Redução: ganho de elétrons.

Esses processos, envolvendo perda e ganho de elétrons, ocorrem simultaneamente, ou seja, conforme uma espécie se oxida, outra se reduz. Essas reações são chamadas **reações de oxirredução**, e uma de suas características é que o número total de elétrons perdidos por uma espécie é igual ao número total de elétrons recebidos pela outra. Isso pode ser percebido em nosso exemplo, analisando conjuntamente as duas semirreações:

semirreação de oxidação:	$Zn\,(s)$	$\rightarrow$	$Zn^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-}$
semirreação de redução:	$Cu^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-}$	$\rightarrow$	$Cu\,(s)$
reação global:	$Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq)$	$\rightarrow$	$Cu\,(s) + Zn^{2+}\,(aq)$

Outro exemplo de reação de oxirredução é a que ocorre quando mergulhamos uma fita de magnésio (Mg) em uma solução aquosa de ácido clorídrico [$HC\ell\,(aq)$].

A efervescência ocorre pela liberação de gás hidrogênio produzido na reação entre o magnésio e o ácido clorídrico:

$$Mg\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow MgC\ell_2\,(aq) + H_2\uparrow(g)$$

A equação iônica que representa a reação é:

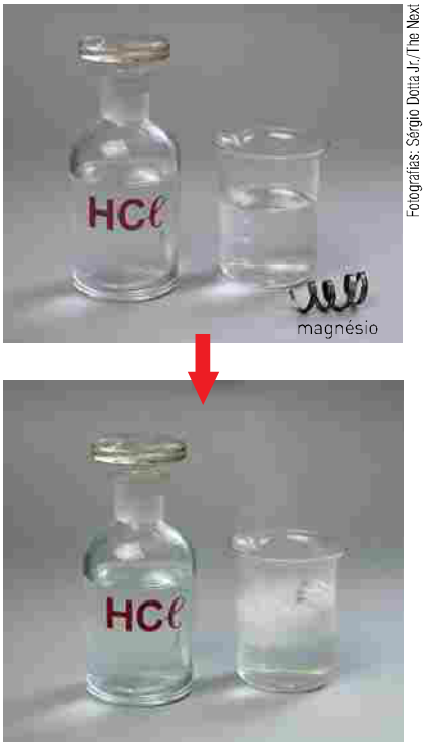
$$Mg\,(s) + 2\,H^+\,(aq) + \cancel{2\,C\ell^-\,(aq)} \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,C\ell^-\,(aq)} + H_2\uparrow(g)$$

$$Mg\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + H_2\uparrow(g)$$

Nessa reação estão ocorrendo simultaneamente dois fenômenos:

Enquanto o Mg (s) se transforma em Mg^{2+} (aq), ele perde 2 elétrons por átomo de magnésio (Mg); portanto, o Mg (s) sofre uma **oxidação**. Ao mesmo tempo, os dois íons H^+ (aq) se transformam em H_2 (g), ocorrendo um ganho de 2 elétrons; portanto, os íons H^+ sofrem uma **redução**.

semirreação de oxidação:	$Mg\,(s)$	$\rightarrow$	$Mg^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-}$
semirreação de redução:	$2\,H^+\,(aq) + \cancel{2\,e^-}$	$\rightarrow$	$H_2\,(g)$
reação global:	$Mg\,(s) + 2\,H^+\,(aq)$	$\rightarrow$	$Mg^{2+}\,(aq) + H_2\uparrow(g)$



Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

1. *Nas reações de oxirredução, o número total de elétrons permanece constante, porque:*

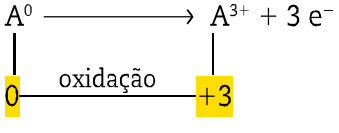
   nº de e^- recebidos = nº de e^- perdidos

2. *Oxidação e redução são fenômenos que ocorrem simultaneamente.*

AGENTE REDUTOR E AGENTE OXIDANTE

Agente redutor

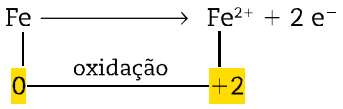
Quando uma espécie química perde elétrons, o seu Nox aumenta:



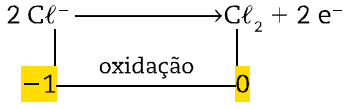
Isso permite que o estudo da oxidação seja feito sob dois aspectos:

- considerando a perda de elétrons;
- considerando o aumento algébrico do Nox.

Veja alguns exemplos:



O Fe, ao se transformar em Fe^{2+}, perde 2 elétrons; por esse motivo, seu Nox passa de 0 para +2.



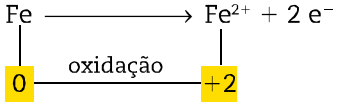
Quando 2 $C\ell^-$ se transformam em $C\ell_2$, ocorre perda de 2 elétrons (um de cada $C\ell^-$); como consequência, o Nox de cada cloro aumenta algebricamente de −1 para 0.

Como o processo de oxidação ocorre simultaneamente ao de redução, os elétrons perdidos pela espécie que se oxida serão recebidos pela que sofre redução. Isso significa que a espécie oxidada provoca a redução da outra espécie; por esse motivo, ela é denominada **substância** ou **agente redutor**.

Agente redutor: é a substância que sofre oxidação e provoca redução.

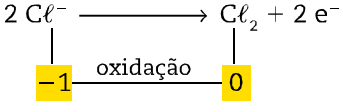
Retomando os exemplos dados, temos:

agente redutor



Fe
- sofre oxidação (Nox aumenta)
- perde elétrons
- é o agente redutor

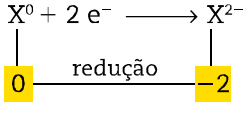
agente redutor



$C\ell^-$
- sofre oxidação (Nox aumenta)
- perde elétrons
- é o agente redutor

Agente oxidante

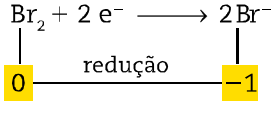
Quando uma espécie química ganha elétrons, o seu Nox diminui:



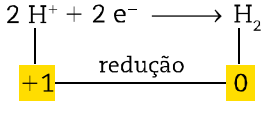
Isso permite que o estudo da redução seja feito sob dois aspectos:

- considerando o ganho de elétrons;
- considerando a diminuição algébrica do Nox.

Veja alguns exemplos:



O Br_2, ao se transformar em 2 Br^-, recebe 2 elétrons (um para cada Br); como consequência, o Nox de cada bromo passa de 0 para −1.



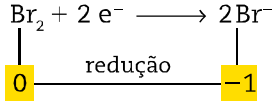
Os dois íons H^+, ao receberem 2 e^-, transformam-se em H_2; como consequência, o Nox de cada hidrogênio passa de +1 para 0.

Como o processo de redução ocorre simultaneamente ao de oxidação, os elétrons recebidos pela espécie que se reduz são cedidos pela que sofre oxidação. Isso significa que a espécie reduzida provoca a oxidação da outra espécie; por esse motivo, ela é denominada **substância** ou **agente oxidante**.

Agente oxidante: é a substância que sofre redução e provoca oxidação.

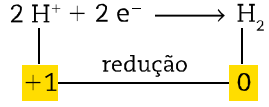
Retomando os exemplos dados, temos:

agente oxidante



Br_2
- sofre redução (Nox diminui)
- recebe elétrons
- é o agente oxidante

agente oxidante

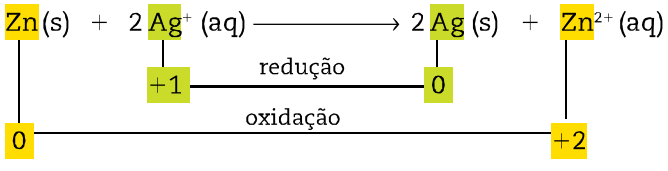


H^+
- sofre redução (Nox diminui)
- recebe elétrons
- é o agente oxidante

RECONHECIMENTO DE UMA REAÇÃO DE OXIRREDUÇÃO

Na oxidação e na redução, ocorrem variações dos Nox das espécies envolvidas. Portanto, analisando o Nox das espécies participantes de uma reação, conseguimos identificar se ela é ou não de oxirredução. Veja alguns exemplos:

1º exemplo

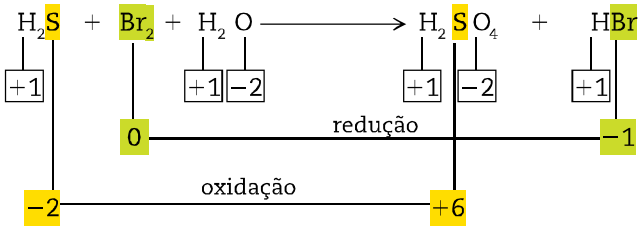


Nesta reação, temos:

$Zn\ (s)$ { sofre oxidação; agente redutor } $Ag^+\ (aq)$ { sofre redução; agente oxidante }

Como nem sempre podemos perceber a ocorrência da variação do Nox, é conveniente determinar o Nox dos átomos de todas as espécies participantes da reação.

2º exemplo



Como no H_2S ocorre oxidação do S, o H_2S é o agente redutor. Já o Br_2 sofre redução, portanto é o agente oxidante.

Exercício resolvido

(Uece) Seja a equação química:

$$3\ As_2S_3 + 28\ HNO_3 + 4\ H_2O \rightarrow 9\ H_2SO_4 + 6\ H_3AsO_4 + 28\ NO$$

Indique a afirmativa correta:

a) O arsênio oxida-se; enxofre e nitrogênio reduzem-se.

b) Enxofre e nitrogênio oxidam-se; arsênio reduz-se.

c) Arsênio e enxofre oxidam-se; nitrogênio reduz-se.

d) O enxofre oxida-se; nitrogênio e hidrogênio reduzem-se.

e) O agente oxidante é o As_2S_3, e o agente redutor é o HNO_3.

Solução

Inicialmente, devemos calcular o Nox dos átomos presentes em todas as substâncias:

As_2	S_3
+3	−2
+6	−6

H	N	O_3
+1	+5	−2
+1	+5	−6

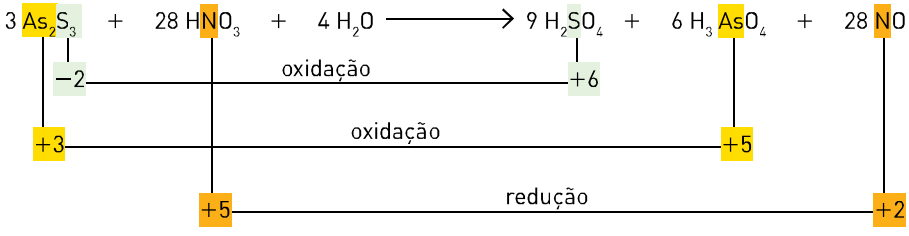
H_2	O
+1	−2
+2	−2

H_2	S	O_4
+1	+6	−2
+2	+6	−8

H_3	As	O_4
+1	+5	−2
+3	+5	−8

N	O
+2	−2

Podemos observar que ocorreu variação de Nox no **As**, no **N** e no **S**:



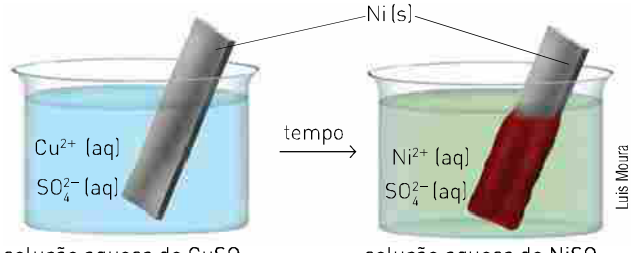
Assim:

- O arsênio (As) e o enxofre (S), presentes no As_2S_3, se oxidaram; portanto, esse é o agente redutor.
- O nitrogênio (N), presente no HNO_3, se reduziu; portanto, esse é o agente oxidante.

Resposta: alternativa *c*.

Exercícios fundamentais

Observe as ilustrações a seguir e responda às questões de **1** a **7**:



solução aquosa de $CuSO_4$ — solução aquosa de $NiSO_4$

1. Qual é o íon responsável pela cor azul da primeira solução?
2. Qual é o íon responsável pela cor verde da segunda solução?
3. Qual metal é responsável pelo depósito avermelhado?
4. Escreva em seu caderno a semirreação de redução.
5. Escreva em seu caderno a semirreação de oxidação.
6. Escreva em seu caderno a reação global.
7. Indique os agentes oxidante e redutor.

Testando seu conhecimento

1. (UFV-MG) A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:

I. $H_2 + C\ell_2 \rightarrow 2\ HC\ell$

II. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

III. $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

IV. $2\ A\ell(OH)_3 \rightarrow A\ell_2O_3 + 3\ H_2O$

São reações de oxirredução:

a) I e II. **b)** I e III. **c)** II e IV. **d)** I, II e III. **e)** II, III e IV.

2. (UFRGS-RS) Indique a alternativa que apresenta uma reação que pode ser caracterizada como processo de oxidação-redução.

a) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$
b) $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
c) $AgNO_3 + KC\ell \rightarrow AgC\ell + KNO_3$
d) $PC\ell_5 \rightarrow PC\ell_3 + C\ell_2$
e) $2\ NO_2 \rightarrow N_2O_4$

3. (PUC-RJ) Sobre a reação:

$$Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g),$$

indique a alternativa correta.

a) O zinco sofre redução.
b) O cátion H^+ (aq) sofre oxidação.
c) O zinco doa elétrons para o cátion H^+ (aq).
d) O zinco recebe elétrons formando o cátion Zn^{2+} (aq).
e) O íon cloreto se reduz formando $ZnC\ell_2$ (aq).

4. (UFRGS-RS) Na reação química Cu^{2+} (aq) + Mg (s) → Cu (s) + Mg^{2+} (aq), verifica-se que:

a) o Cu^{2+} é reduzido a Cu.
b) o Cu^{2+} é o agente redutor.
c) o Mg é reduzido a Mg^{2+}.
d) o Mg recebe dois elétrons.
e) o Cu perde dois elétrons.

5. (PUC-RS) Vidros fotocromáticos são utilizados em óculos que escurecem as lentes com a luz solar. Esses vidros contêm nitrato de prata e nitrato de cobre I, que reagem conforme a equação:

$$Ag^+ + Cu^+ \underset{\text{sem luz}}{\overset{\text{com luz}}{\rightleftharpoons}} Ag + Cu^{2+}$$

Em relação a essa reação, é correto afirmar que:

a) com luz a prata se oxida.
b) com luz o cobre se reduz.
c) com luz a prata é agente oxidante.
d) sem luz o cobre se oxida.
e) sem luz o cobre é agente redutor.

6. (UFSM-RS) Em relação à equação

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g),$$

analise as seguintes afirmativas:

I. Há oxidação do H_2 e redução do N_2.
II. O N_2 é o agente oxidante.
III. O número de oxidação do nitrogênio na amônia é +1.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I. **b)** apenas II. **c)** apenas III. **d)** apenas I e II. **e)** apenas II e III.

7. (PUC-MG) Uma bateria muito comum utilizada na medicina é o marcapasso, que é colocado sob a pele de pessoas com problemas cardíacos, com a finalidade de regular as batidas do coração. A reação responsável pela produção de corrente elétrica pode ser representada pela equação:

$$HgO\ (s) + Zn\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow Zn(OH)_2\ (aq) + Hg\ (\ell)$$

A partir dessas informações, indique a afirmativa *incorreta*.

a) O mercúrio do HgO sofre uma redução.
b) O metal zinco atua como agente oxidante.
c) A variação do número de oxidação do mercúrio na reação é de +2 para 0.
d) O zinco aumenta o seu número de oxidação na reação.

8. (ITA-SP) Considere as reações envolvendo o sulfeto de hidrogênio representadas pelas equações seguintes:

I. $2\ H_2S\ (g) + H_2SO_3\ (aq) \rightarrow 3\ S\ (s) + 3\ H_2O\ (\ell)$
II. $H_2S\ (g) + 2\ H_4^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq) \rightarrow SO_2\ (g) + S\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$
III. $H_2S\ (g) + Pb\ (s) \rightarrow PbS\ (s) + H_2\ (g)$
IV. $2\ H_2S\ (g) + 4\ Ag\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ Ag_2S\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$

Nas reações apresentadas pelas equações acima, o sulfeto de hidrogênio é agente redutor em:

a) apenas I.
b) apenas I e II.
c) apenas III.
d) apenas III e IV.
e) apenas IV.

9. (UFRRJ) A determinação do teor de cloro ativo em alvejantes que contêm hipoclorito, como é o caso da água sanitária, pode ser feita através de titulação redox. Nesse caso, utiliza-se uma solução padronizada de iodo (I_2) como titulante. A padronização de soluções de I_2, normalmente, é feita como ácido arsenioso (H_3AsO_3) através da seguinte reação:

$$H_3AsO_3 + I_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3AsO_4 + 2\ I^- + 2\ H^+$$

É correto dizer que:

a) o I_2 é o agente redutor da reação.
b) o número de oxidação do As no H_3AsO_3 é +5.
c) o H_3AsO_3 é o agente redutor da reação.
d) o balanceamento da equação não está correto.
e) o I_2 sofre oxidação.

Aprofundando seu conhecimento

1. (Cefet-MG) O fertilizante nitrato de amônio (NH_4NO_3) é obtido através de uma sequência de transformações químicas resumidas em:

$$\underset{}{N_2} \xrightarrow{} \underset{I}{NH_3} \xrightarrow{} \underset{II}{NO} \xrightarrow{} \underset{III}{NO_2} \xrightarrow{} \underset{IV}{HNO_3} \xrightarrow{} \underset{V}{NH_4NO_3}$$

O nitrogênio sofreu oxidação apenas nas etapas:

a) I, II e V. **b)** I, III e IV. **c)** II, III e V. **d)** II, III e IV.

2. (UFRGS) Considere a reação de decomposição do dicromato de amônio mostrada e o texto que a segue.

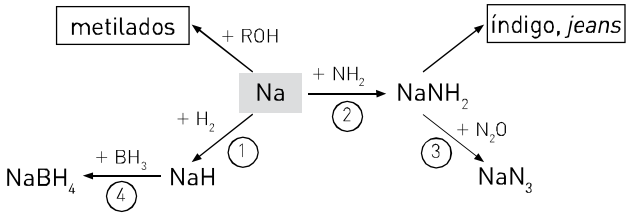
$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4\ H_2O$$

Nessa reação, o elemento .... sofre .... e o elemento .... sofre .... . O número total de elétrons transferidos na reação é igual a .... .

Indique a alternativa que preenche corretamente as lacunas do texto, na ordem em que elas ocorrem.

a) cromo – redução – nitrogênio – oxidação – seis
b) nitrogênio – redução – cromo – oxidação – três
c) oxigênio – redução – nitrogênio – oxidação – doze
d) cromo – redução – hidrogênio – oxidação – seis
e) cromo – oxidação – nitrogênio – redução – três

3. (UFRJ) Cerca de 38% do consumo mundial de sódio metálico estão vinculados à produção do corante índigo usado no vestuário *jeans*. A produção de boridreto de sódio para o branqueamento de celulose responde por cerca de 20% do consumo desse metal alcalino. As demais aplicações se concentram na área da química fina. O fluxograma a seguir descreve algumas reações envolvidas nessas aplicações.



a) Na reação 1, dê o nome do produto e indique o composto que sofreu oxidação.
b) Identifique e classifique as ligações no produto da reação 2.

4. (UCS-RS) O pentóxido de iodo é utilizado na detecção e quantificação do monóxido de carbono, em gases de escape de motores de combustão, de acordo com a equação química balanceada representada abaixo.

$$I_2O_5\,(s) + 5\ CO\,(g) \rightarrow 5\ CO_2\,(g) + I_2\,(s)$$

Posteriormente, a quantificação do CO pode ser feita, titulando-se o iodo formado, com tiossulfato de sódio.

Na detecção e quantificação do CO:

a) o I_2O_5 é o agente redutor.
b) ocorre a redução do iodeto.
c) ocorre a oxidação do átomo de carbono do CO.
d) o CO_2 é o agente oxidante.
e) ocorre uma transferência de elétrons do I_2O_5 para o CO.

5. (Udesc) O silício é o segundo elemento mais abundante, depois do oxigênio, na crosta da Terra. Ele ocorre como SiO_2 em uma enorme variedade de minerais silicatos. O elemento é obtido pela reação do SiO_2 fundido em presença de carbono a altas temperaturas, liberando um gás, conforme reação a seguir:

$$SiO_2\,(\ell) + 2\ C\,(s) \rightarrow Si\,(\ell) + \underline{\qquad}\,(g)$$

Considerando a reação acima, assinale a alternativa que completa corretamente a equação.

a) É gerado 1 mol do gás CO, devido à reação de oxirredução.
b) São gerados 2 mols do gás CO, devido à redução do carbono.
c) São gerados 2 mols do gás CO_2, devido à oxidação do carbono.
d) São gerados 2 mols do gás CO, devido à oxidação do carbono.
e) São gerados 2 mols do gás CO_2, devido à redução do carbono.

6. (Uespi) O estanho é um metal caro que é conhecido desde a Antiguidade. Não é muito resistente ao impacto, mas é resistente à corrosão. Seu principal uso acontece na deposição eletrolítica, porém é utilizado também na produção de ligas tais como o bronze (com o cobre) e o peltre (com antimônio e cobre). O estanho ocorre principalmente como o mineral cassiterita, SnO_2, e é obtido pela reação com carbono a 1 200 °C:

$$SnO_2(s) + C(s) \rightarrow Sn(\ell) + CO_2(g)$$

Analisando esta reação, podemos afirmar que:

a) o SnO_2 é o agente redutor.

b) o carbono é o agente oxidante.

c) o Sn^{+2} sofre oxidação.

d) não há variação no número de oxidação do carbono.

e) 1 mol de SnO_2 recebe 4 mol de elétrons.

7. (UFU-MG) Em máquinas fotográficas não digitais, a fotografia necessita de um filme fotográfico, também conhecido como película fotográfica, composto basicamente de brometo de prata. Quando um filme fotográfico é revelado, o brometo de prata reage com hidroquinona (revelador) para produzir prata metálica (parte escura do negativo) e quinona. A reação que ocorre nessa etapa está descrita abaixo.

$$\underset{\text{(brometo de prata)}}{2\,AgBr(s)} + \underset{\text{(hidroquinona)}}{C_6H_4(OH)_2(aq)} + 2\,OH^-(aq) \rightarrow 2\,Ag(s) + 2\,Br^-(aq) + \underset{\text{(quinona)}}{C_6H_4O_2(aq)} + 2\,H_2O(\ell)$$

A análise da equação química de revelação do filme fotográfico mostra que

a) a variação do número de oxidação da prata é de +2.

b) a redução dos íons prata modifica o pH do meio reacional.

c) o meio ácido é ideal para ocorrência da reação.

d) o brometo de prata (AgBr) é o agente redutor.

8. (UFRGS-RS) O nitrito de sódio é um aditivo utilizado em alimentos industrializados à base de carnes, que atua na fixação da cor e na prevenção do crescimento de certas bactérias, apresentando elevado fator de risco toxicológico. A identificação de ânions nitritos pode ser realizada pela adição de um sal ferroso em meio ácido, produzindo óxido nítrico, que, por sua vez, se combina com o excesso de íons ferrosos para formar um complexo de cor marrom que identifica a presença de nitrito.

A primeira etapa do processo de identificação de nitritos é representada pela reação abaixo:

$2\,FeSO_4 + 2\,NaNO_2 + 2\,H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2\,NO + H_2O + Na_2SO_4$.

Pode-se afirmar que, nessa etapa do processo:

a) ocorre redução dos ânions nitritos por ação do sal ferroso.

b) ocorre oxidação dos íons H^+ do ácido por ação do sal ferroso.

c) o íon H^+ do ácido atua como agente redutor dos ânions nitritos.

d) o nitrogênio, no óxido nítrico, está em um estado mais oxidado do que no ânion nitrito.

e) o ferro no $FeSO_4$ está em um estado mais oxidado do que no $Fe_2(SO_4)_3$.

9. (UFS-SE) A oxidação foi vista inicialmente como a interação entre o oxigênio e os materiais com os quais entra em contato, desde metais até a pele. Atualmente, a definição *correta* para a oxidação é a:

a) perda de um ou mais elétrons por uma espécie química.

b) transferência de elétrons do oxigênio molecular para o material.

c) reação química na qual o oxigênio é incorporado ao material oxidado.

d) ionização de uma substância pela ação do oxigênio atmosférico.

10. (UEL-PR) Na década de 1950, Jack Kilby e Robert Noyce criaram um dispositivo capaz de conter milhões de transistores por mm^2, produzindo transformações na eletrônica. Um dos processos utilizados para a fabricação de circuitos integrados à base de SiO_2 fundamenta-se na reação de Si com O_2 com emprego de temperaturas que variam de 1 000 a 1 200 °C, quando um rendimento ótimo é atingido. O filme de SiO_2 pode ser obtido expondo o silício a alta temperatura em um ambiente contendo oxigênio de alta pureza ou usando-se vapor de água. Com base no exposto, assinale a alternativa correta.

a) Na equação química $Si(s) + 2\,H_2O(g) \rightarrow SiO_2(s) + 2\,H_2(g)$, utilizando vapor de água, o silício é reduzido, o hidrogênio é reduzido e o número de oxidação do oxigênio é aumentado.

b) Na equação química $Si(s) + O_2(g) \rightarrow SiO_2(s)$, utilizando oxigênio de alta pureza, o número de oxidação do silício é aumentado.

c) O filme de SiO_2 formado em ambiente contendo vapor de água é menos poroso devido à evolução de gás $H_2(g)$ como produto da reação.

d) O rendimento da reação de oxidação térmica representada por $Si(s) + O_2(g) \rightarrow SiO_2(s)$ independe da temperatura e do tempo de aplicação do fluxo de $O_2(g)$.

e) O rendimento da reação de oxidação térmica representada por $Si(s) + O_2(g) \rightarrow SiO_2(s)$ poderá ser aumentado pela inserção de agentes redutores no ambiente reacional.

11. (UFPE) O nitrogênio é um importante constituinte dos seres vivos, pois é parte de todo aminoácido. Além de presente na biosfera, ele também é encontrado no solo, nas águas e na atmosfera. Sua distribuição no planeta é parte do chamado ciclo do nitrogênio. Resumidamente, nesse ciclo, estão presentes as etapas de fixação do nitrogênio atmosférico por micro-organismos, que, posteriormente, é transformado em amônia. A amônia sofre um processo de nitrificação e é convertida a nitrato, que pode sofrer um processo de desnitrificação e ser finalmente convertido a nitrogênio molecular, retornando à atmosfera. Sobre esses processos, analise as afirmações a seguir.

0–0) Na reação de nitrificação, o nitrogênio é oxidado de −3 para +3.

1–1) A amônia é uma molécula volátil, porém em solos ácidos pode formar o íon amônio, não volátil.

2–2) O nitrogênio molecular é muito estável por apresentar uma ligação tripla e, por isso, sua transformação em amônia, por meios sintéticos, requer grandes quantidades de energia.

3–3) No processo de desnitrificação, o nitrogênio sofre uma redução de +5 para 0.

4–4) A maioria dos nitratos é solúvel em água.

12. (Uerj) As reações de oxirredução I, II, III, descritas a seguir, compõem o processo de produção do gás metano a partir do carvão, que tem como subproduto o dióxido de carbono.
Nessas reações, o carvão está representado por C (s) em sua forma alotrópica mais estável.

I. $C\,(s) + H_2O\,(g) \rightarrow CO\,(g) + H_2\,(g)$

II. $CO\,(g) + H_2O\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + H_2\,(g)$

III. $C\,(s) + 2\,H_2\,(g) \rightarrow CH_4\,(g)$

Entre as vantagens da utilização do metano como combustível estão a maior facilidade de distribuição, a queima com ausência de resíduos e o alto rendimento térmico.
O alto rendimento térmico pode ser observado na seguinte equação termoquímica:

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g) \qquad \Delta H = -802\ kJ$$

Identifique os agentes redutores nas equações II e III.

13. (PUC-RJ) Ferro-gusa é o principal produto obtido no alto-forno de uma siderúrgica. As matérias-primas utilizadas são: hematita (Fe_2O_3 mais impurezas), calcário ($CaCO_3$ mais impurezas), coque (C) e ar quente.
Considere as principais reações que ocorrem no alto-forno:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

$$CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$$

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$$

$\Downarrow$

ferro-gusa (ferro na forma líquida contendo impurezas)

a) A partir de uma tonelada de hematita com 10% de impurezas em massa, calcule a quantidade máxima, em kg, que se pode obter de ferro-gusa (Fe mais 7% em massa, de impurezas).

b) Escreva a fórmula dos agentes redutores nas reações de oxirredução.

c) Dentre os reagentes e produtos presentes, identifique e escreva a reação do anidrido com a água.

14. (UFPR) **Polícia norueguesa encontra fertilizantes em fazenda de suspeito:**

> A polícia norueguesa encontrou neste sábado a fazenda de Anders Behring Breivik, local em que ele teria planejado os atentados em Oslo e Uoyta. Na fazenda em Rauland foram encontrados cinco sacos de adubos de 600 kg, o que daria o equivalente a 3.000 kg de fertilizantes. De acordo com o jornal norueguês *Aftenposten*, a fazenda era alugada por Anders.
>
> *<http://noticias.terra.com.br/mundo/noticias>. Acesso: 10/08/2011.*

O fertilizante a que o texto se refere é o nitrato de amônio, largamente empregado como fonte de nitrogênio no adubamento de solos, mas que foi empregado por terroristas para a confecção de explosivos. Para a confecção de explosivos, o nitrato de amônio é misturado com um combustível (óleo *diesel*, gasolina etc.), mistura conhecida como ANFO (ammonium nitrate-fuel oil). Sobre essa mistura, responda:

a) O nitrato de amônio reage com a gasolina, formando diversos produtos, sendo os principais o nitrogênio, o gás oxigênio, a água. Sabendo que a reação do nitrato com gasolina é bastante rápida, responda: por que essa mistura causa explosão?

b) O nitrato de amônio atua como oxidante ou redutor na reação entre ele e a gasolina?

LEIA, ANALISE E RESPONDA

Pouco calórico, tomate tem ação antioxidante

Thinkstock/Getty Images

Ele é o rei da versatilidade. Cru ou cozido, é utilizado em saladas, sopas, molhos, sucos e até sobremesas, marcando presença na culinária de vários países. Originário da América, o tomate (*Lycopersicum esculentum*) era cultivado por incas e astecas desde o século VIII, mas só chegou à Europa em meados de 1500, por meio dos colonizadores espanhóis.

A partir de Nápoles, onde ganhou o nome de "maçã de ouro" (pomo d'oro), espalhou-se pelo mundo. Durante séculos, o tomate foi considerado afrodisíaco e ainda hoje é símbolo de sorte no México e no Peru. Além de versátil, o tomate é benéfico à saúde — sua maior arma é o licopeno, um poderoso antioxidante que combate os radicais livres, retarda o envelhecimento e protege contra alguns tipos de câncer. Pesquisa da Universidade Harvard, nos Estados Unidos, mostrou que consumir a fruta ao menos duas vezes por semana reduz em 34% os riscos de câncer de próstata. O mesmo carotenoide é também responsável pela cor vermelha e pode ser encontrado em menor quantidade na melancia, na goiaba e no pimentão vermelho. Diferentemente do que acontece com outros componentes, o licopeno não perde sua ação quando o tomate é congelado ou cozido. "Pelo contrário, a disponibilidade e a concentração de licopeno aumentam", afirma a professora da Esalq (Escola Superior de Agricultura Luiz de Queiroz) Solange Canniatti Brazaca.

Rico em vitamina C, o tomate também contém potássio, cálcio, sódio e fósforo, além de vitaminas A e do complexo B — de acordo com a variedade. Quem conta calorias pode ficar tranquilo: com 95% de água, o tomate tem apenas 25 calorias a cada cem gramas. O maior inconveniente da fruta é a acidez elevada. "Pode causar azia em quem sofre de gastrite", explica Liliana Bricarello, nutricionista da Unifesp (Universidade Federal de São Paulo).

Fonte: Botelho, Rachel. *Folha de S.Paulo*, 2005.
Disponível em: <http://www1.folha.uol.com.br/fsp/equilibrio/eq0704200503.htm>. Acesso em: 3 dez. 2012.

Com base no texto e em seus conhecimentos, complete as atividades propostas.

1. Pesquise o que são radicais livres e sua ação em nosso organismo.

2. O que podemos fazer para diminuir a incidência da produção de radicais livres em nosso corpo?

3. Outros alimentos também são muito úteis para o combate de inúmeras doenças. Entretanto, não é possível comer tudo todos os dias. Diante disso, o que os nutricionistas recomendam como uma alimentação saudável?

14 CAPÍTULO

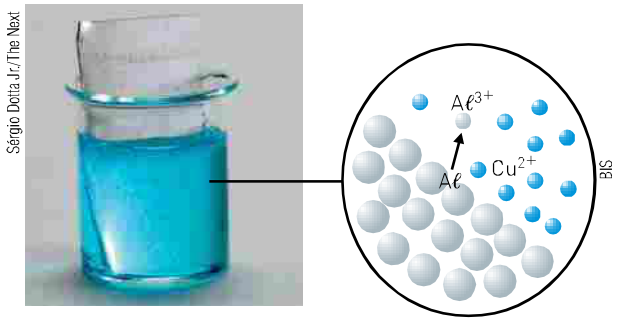
Balanceamento das equações de reações de oxirredução

Nas reações de oxirredução ocorre transferência de elétrons, por isso para balanceá-las devemos **igualar o número de elétrons perdidos e recebidos**. Para isso, devemos inicialmente determinar o número de elétrons perdidos ou recebidos para cada espécie química, que corresponde à variação do Nox (ΔNox).

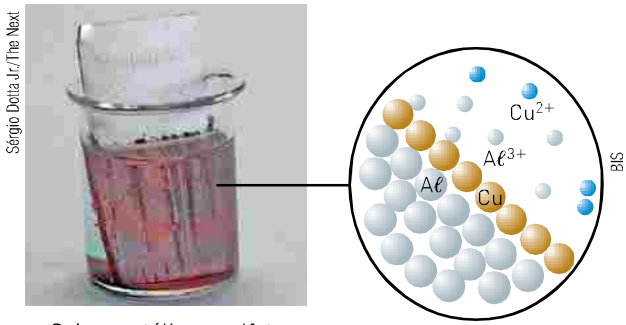
A partir desse conhecimento, iremos determinar a quantidade necessária de cada espécie para obter a igualdade do número de elétrons. Veja alguns exemplos.

1º exemplo

Uma lâmina de alumínio ($A\ell$) foi mergulhada em uma solução aquosa de sulfato de cobre ($CuSO_4$) ocorrendo a formação de cobre metálico (Cu) e de sulfato de alumínio ($A\ell_2(SO_4)_3$):



Lâmina de alumínio em solução aquosa de sulfato de cobre.

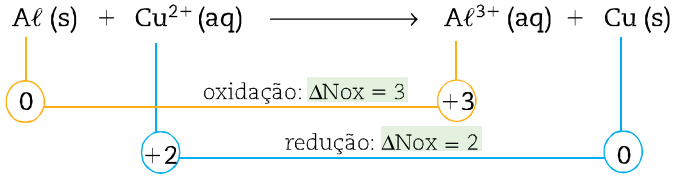


Cobre metálico e sulfato de alumínio.

Essa reação pode ser representada, na forma iônica, da seguinte maneira:

$$A\ell\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \longrightarrow A\ell^{3+}\ (aq) + Cu\ (s)$$

Inicialmente, devemos determinar o Nox de cada espécie e suas variações:



cada $A\ell$ perde 3 e^- ⇒ ΔNox = 3

cada Cu^{2+} recebe 2 e^- ⇒ ΔNox = 2

> *O número total de elétrons perdidos ou recebidos é igual ao produto do ΔNox da espécie pelo seu coeficiente:*
>
> *nº total de e^- (perdidos ou recebidos) = ΔNox · coeficiente*
>
> *Veja o exemplo:*

	ΔNox · coeficiente	Nº total de e^-
$A\ell$	3 · 2	6
Cu^{2+}	2 · 3	6

A seguir, devemos igualar o número de elétrons:

1 átomo de $A\ell$ perde 3 e^- ⇒ 2 átomos de $A\ell$ perdem 6 e^-

1 íon de Cu^{2+} recebe 2 e^- ⇒ 3 íons de Cu^{2+} recebem 6 e^-

Esses números de átomos correspondem aos coeficientes dessas espécies; a partir deles, determinamos os coeficientes das outras espécies, obtendo a equação balanceada:

$$2\ A\ell\ (s) + 3\ Cu^{2+}\ (aq) \longrightarrow 2\ A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ Cu\ (s)$$

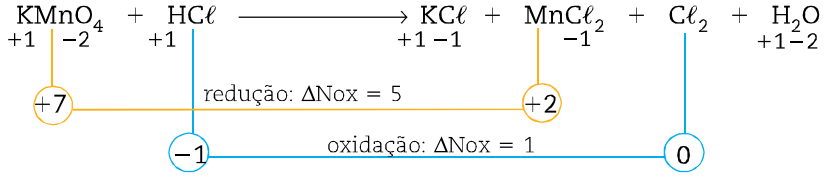
2º exemplo

Quando uma solução aquosa de permanganato de potássio, $KMnO_4$, de cor violeta, é gotejada sobre uma solução de ácido clorídrico, $HC\ell$, ela sofre descoloração, ou seja, torna-se incolor.

Essa reação pode ser representada por:

$$KMnO_4 + HC\ell \longrightarrow KC\ell + MnC\ell_2 + C\ell_2 + H_2O$$

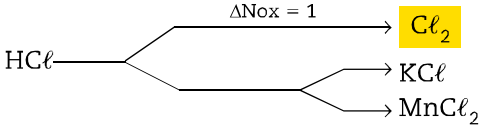
Inicialmente, determinamos a variação do Nox, ΔNox, de cada elemento:



Todo o manganês, Mn, presente no $KMnO_4$ se reduziu, originando o $MnC\ell_2$:

$$KMnO_4 \xrightarrow{\Delta Nox = 5} MnC\ell_2$$

O cloro presente no $HC\ell$ originou $KC\ell$, $MnC\ell_2$ e $C\ell_2$, e somente uma parte dos seus átomos se oxidou, originando o $C\ell_2$, que é a parte que nos interessa:



Relacionando o ΔNox com a quantidade de $C\ell_2$ formada, notamos que cada cloro que forma $C\ell_2$ perde 1 elétron; como são necessários 2 átomos de cloro para formar cada $C\ell_2$, nessa formação foram perdidos 2 elétrons. Assim, temos:

- $KMnO_4$ = ΔNox = 5;
- $C\ell_2 = 2 \cdot \Delta Nox = 2$.

Em seguida, determinamos os coeficientes para cada espécie em que houve variação do Nox, atribuindo o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

- $KMnO_4$: ΔNox = 5 ⇒ 5 será o coeficiente do $C\ell_2$;
- $C\ell_2$: 2 · ΔNox = 2 ⇒ 2 será o coeficiente do $KMnO_4$.

Na equação, temos:

$$2\ KMnO_4 + HC\ell \longrightarrow KC\ell + MnC\ell_2 + 5\ C\ell_2 + H_2O$$

Observe que o número total de elétrons perdidos é igual ao número total de elétrons recebidos:

e^- perdidos	e^- recebidos
1 $C\ell_2$ = 2 e^-	1 $KMnO_4$ = 5 e^-
5 $C\ell_2$ = 10 e^-	2 $KMnO_4$ = 10 e^-

Sérgio Dotta Jr./The Next

A cor violeta característica do permanganato está relacionada com o Mn com número de oxidação +7. Quando o permanganato reage com o ácido clorídrico, o número de oxidação do manganês se altera para +2. Por esse motivo, deixa de existir a coloração violeta.

Agora, conhecendo os coeficientes do $KMnO_4$ e do $C\ell_2$, podemos determinar os outros pelo método das tentativas, e teremos a equação balanceada:

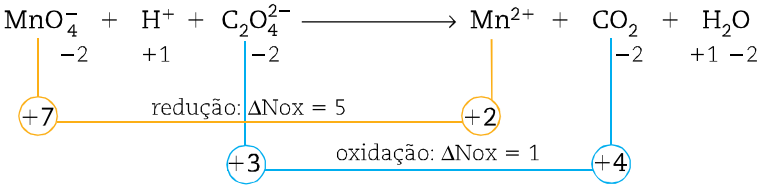
$$2\ KMnO_4 + 16\ HC\ell \longrightarrow 2\ KC\ell + 2\ MnC\ell_2 + 5\ C\ell_2 + 8\ H_2O$$

3º exemplo

Determinação dos coeficientes de uma equação iônica.

$$MnO_4^- + H^+ + C_2O_4^{2-} \longrightarrow Mn^{2+} + CO_2 + H_2O$$

Inicialmente, determinamos o Nox de cada espécie a fim de verificar quais delas apresentam variação, ou seja, quais se oxidaram e quais se reduziram:



Percebe-se que:

- Todo manganês presente no MnO_4^- se reduziu, originando Mn^{2+}:

$$MnO_4^- \xrightarrow{\Delta Nox = 5} Mn^{2+}$$

- Todo carbono presente no $C_2O_4^{2-}$ se oxidou, originando CO_2:

$$C_2O_4^{2-} \xrightarrow{\Delta Nox = 1} CO_2$$

- Cada carbono perdeu 1 elétron; como no $C_2O_4^{2-}$ existem 2 carbonos, o número total de elétrons perdidos é igual a 2:

$$C_2O_4^{2-} \Rightarrow 2 \cdot \Delta Nox = 2$$

Agora, determinamos os coeficientes de cada espécie em que houve variação do Nox: basta atribuir o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

- MnO_4^- = ΔNox = 5 ⇒ 5 será o coeficiente do $C_2O_4^{2-}$;
- $C_2O_4^{2-}$ = 2 · ΔNox = 2 ⇒ 2 será o coeficiente do MnO_4^-.

$$2\ MnO_4^- + H^+ + 5\ C_2O_4^{2-} \longrightarrow Mn^{2+} + CO_2 + H_2O$$

Os demais coeficientes são determinados a partir desses; temos, assim, a equação balanceada:

$$2\ MnO_4^- + 16\ H^+ + 5\ C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 10\ CO_2 + 8\ H_2O$$

Nas reações iônicas, podemos verificar se o balanceamento está correto por meio da comparação do total de cargas no lado dos reagentes e no lado dos produtos. Esse total deve ser o mesmo, tanto de um lado como do outro.

Observe essa comparação no exemplo estudado:

$$2\ MnO_4^- + 16\ H^+ + 5\ C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 10\ CO_2 + 8\ H_2O$$

$$2(-1) + 16(+1) + 5(-2) = 2(+2) + 10(0) + 8(0)$$

$$+4 = +4$$

QUÍMICA E APARÊNCIA

Descolorindo o cabelo

É muito frequente vermos pessoas com o cabelo descolorido. Normalmente o descolorimento dos cabelos é feito por profissionais em salões de beleza, usando a água oxigenada em concentrações apropriadas.

Quando a água oxigenada é aplicada, ela oxida a melanina, pigmento responsável pela cor escura dos cabelos.

A melanina oxidada perde sua cor e passa a apresentar um aspecto característico.

A água oxigenada, além da melanina, oxida também outros componentes do cabelo, como moléculas de proteínas que têm grupo —SH, transformando-as em moléculas com o grupo SO_3H, chamado ácido sulfônico.

Os grupos $—SO_3H$ são viscosos, fazendo com que o cabelo embarace mais facilmente, por isso recomenda-se às pessoas com cabelos descoloridos que usem condicionadores. Os condicionadores formam finíssimas camadas ao redor dos fios de cabelo, permitindo que eles sejam penteados mais facilmente.

Ingram Publishing/Easypix Brasil

Uma das maneiras de clarear ou descolorir cabelos consiste na aplicação da água oxigenada, um agente oxidante.

Para ir além

1. A água oxigenada deve ser armazenada em frascos opacos para evitar sua reação de decomposição. Qual o nome dessa reação?
2. As moléculas de melanina, ao reagirem com água oxigenada, oxidam-se. Indique os agentes oxidantes e redutores dessa reação.
3. Água oxigenada, formol e amônia são algumas substâncias utilizadas em processos de descoloração, tinturas, relaxamentos e alisamentos do fio de cabelo. A aplicação desses produtos pode desnaturar as proteínas, constituintes essenciais do cabelo. Quais as consequências dessa desnaturação?

Exercício resolvido

(PUC-SP) Sabe-se que cobre metálico reage com ácido nítrico diluído e produz óxido de nitrogênio II, água e um composto iônico no qual o cobre tem número de oxidação +2.
Formule e ajuste a equação da reação entre cobre e ácido nítrico diluído.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Sérgio Dotta Jr./The Next

Ao se adicionar uma moeda de cobre a uma solução de ácido nítrico concentrada, ocorre uma reação de oxirredução, com a formação de NO_2 (g), responsável pela cor castanha, que pode se formar quando o NO (g) (incolor) reage com o O_2.

Solução

Vamos equacionar a reação utilizando as informações do enunciado:

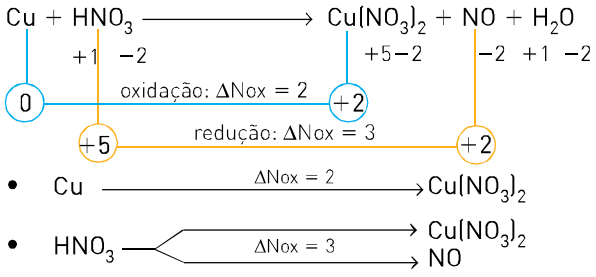
Reagentes:
- cobre metálico = Cu
- ácido nítrico = HNO_3

Produtos:
- óxido de nitrogênio II = NO ($\overset{+2}{N}\overset{-2}{O}$)
- água = H_2O
- composto iônico com Cu +2 = o ânion desse composto provém do $HNO_3 \rightarrow NO_3^-$
- Assim, sua fórmula é $Cu(NO_3)_2$

Logo, a equação é:

$$Cu\,(s) + HNO_3\,(aq) \longrightarrow Cu(NO_3)_2\,(aq) + NO\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

O balanceamento é feito da seguinte maneira:



Só ocorreu redução com a parte do HNO_3 que produziu o NO; por isso, vamos relacionar o ΔNox com a quantidade de NO formada:

- Cu = ΔNox = 2 ⇒ 2 será o coeficiente do NO;
- NO = ΔNox = 3 ⇒ 3 será o coeficiente do cobre.

$$3\ Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + H_2O$$

E, finalmente:

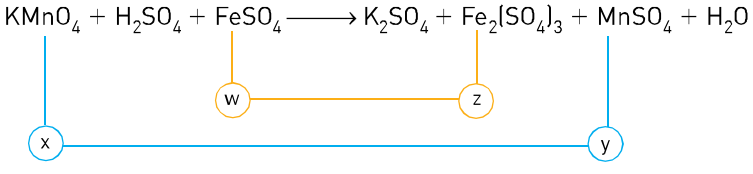
$$3\ Cu\ (s) + 8\ HNO_3\ (aq) \longrightarrow 3\ Cu(NO_3)_2\ (aq) + 2\ NO\ (g) + 4\ H_2O\ (\ell)$$

Exercícios fundamentais

O permanganato de potássio em meio ácido, um excelente agente oxidante, é usado no estudo dos solos para determinar a presença e a quantidade de Fe^{2+}.

Uma grande concentração de íons Fe^{2+} atribui ao solo uma coloração esverdeada e, em solução aquosa, origina soluções de cor verde-pálida.

Uma reação envolvendo permanganato de potássio em meio ácido com um sal de ferro II pode ser representada pela equação:



Sérgio Dotta Jr./The Next

Sérgio Dotta Jr./The Next

O responsável pela coloração violeta da solução aquosa de permanganato de potássio é o íon permanganato, no qual o estado de oxidação do manganês é +7. O responsável pela coloração marrom-alaranjada na solução resultante é o íon Fe^{3+}.

A respeito desse experimento, responda às questões a seguir.

1. Que substância produzida nessa reação é responsável pela cor castanho-avermelhada?
2. Quais são os valores dos Nox indicados por *x*, *y*, *w* e *z*?
3. Que substância sofreu oxidação? E redução?
4. Qual o ΔNox do "ramal" oxidação?

Fábio Colombini

A cor castanho-avermelhada do solo indica a presença de grande concentração de íons Fe^{3+}.

5. Qual o ΔNox do "ramal" redução?
6. Qual número de elétrons recebeu cada átomo de manganês na transformação: $KMnO_4 \longrightarrow MnSO_4$?
7. Qual número de elétrons perdeu cada átomo de ferro na transformação $FeSO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3$?
8. Faça o balanceamento da equação indicando a soma dos menores coeficientes inteiros.
9. (Olimpíada Brasileira de Química) Considere a equação química que representa a oxidação de cloreto por permanganato, em meio ácido:

$$MnO_4^- + H^+ + C\ell^- \longrightarrow Mn^{2+}C\ell_2 + H_2O$$

Após o balanceamento dessa equação, o coeficiente estequiométrico para o íon MnO_4^- é 2 e para o H^+ será:

a) 4 **b)** 8 **c)** 10 **d)** 14 **e)** 16

Testando seu conhecimento

1. (PUC-MG) As estações de tratamento de esgotos conseguem reduzir a concentração de vários poluentes presentes nos despejos líquidos antes de lançá-los nos rios e lagos. Uma das reações que acontece é a transformação do gás sulfídrico (H_2S), que apresenta um cheiro muito desagradável, em SO_2. O processo pode ser representado pela equação:

$$H_2S\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow SO_2\,(g) + H_2O\,(g)$$

Considerando-se essas informações e após o balanceamento dessa equação, é *incorreto* afirmar que:

a) o enxofre do gás sulfídrico é oxidado.
b) o gás oxigênio atua como agente redutor.
c) a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas é igual a 9.
d) a variação do número de oxidação para cada átomo de enxofre é igual a 6.

2. (UEG-GO) Considere o processo de obtenção do fluoreto de potássio representado a seguir e responda ao que se pede.

$$KMnO_4 + HF \rightarrow KF + MnF_2 + H_2O + F_2$$

a) Pelo método de oxidação e redução, obtenha os coeficientes para os compostos da reação, de forma que ela fique devidamente balanceada.
b) Indique os agentes oxidante e redutor na reação.

3. (UFSC) Na seguinte equação química não balanceada:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cu$$

01. O cobre sofre oxidação.
02. O número de oxidação do cobre no $CuSO_4$ é +2.
04. O átomo de ferro perde 2 elétrons.
08. Houve oxidação do ferro.
16. Temos uma reação de oxirredução.
32. Após o balanceamento, a soma dos menores números inteiros possíveis para os coeficientes é 9.
64. O ferro é o agente oxidante.

Dê como resposta a soma dos números associados às proposições verdadeiras.

4. (PUC-MG) A equação global, não balanceada, que representa a reação de obtenção do aço na siderurgia é:

$$Fe_2O_3\,(s) + C\,(s) \rightarrow Fe\,(s) + CO\,(g)$$

Sobre essa reação, indique a afirmativa *incorreta*.

a) O carbono atua como agente oxidante.
b) O ferro do Fe_2O_3 sofre uma redução.
c) O oxigênio não sofre variação de Nox na reação.
d) Após o balanceamento da equação, a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas é igual a 9.

5. (Cefet-CE) Dada a reação química não balanceada

$$Bi_2O_3 + NaC\ell O + NaOH \rightarrow NaBiO_3 + NaC\ell + H_2O$$

indique a opção correta:

a) BiO_3 é o agente oxidante.

b) $NaC\ell O$ é o agente redutor.

c) O elemento $C\ell$ sofreu oxidação.

d) Os coeficientes que ajustam $NaC\ell O$ e $NaBiO_3$ são, respectivamente, 2 e 2.

e) O elemento bismuto sofreu redução.

6. (UFMT) Um dos problemas da construção civil é a oxidação da ferragem (aço de construção) usada nas colunas e vigas de casas, prédios e pontes. Os construtores devem tomar o cuidado de nunca deixarem a ferragem exposta ao ar, para evitar a oxidação do aço pelo oxigênio do ar (reação de oxirredução).

Analisando a reação de oxirredução,

$$MnO_2 + KC\ell O_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KC\ell + H_2O,$$

pode-se afirmar que:

0) A soma dos menores coeficientes da equação química balanceada é 16.

1) O $KC\ell O_3$ é o agente oxidante.

2) O "Mn" (no MnO_2) perdeu elétrons.

3) O "K" (no $KC\ell O_3$) não perdeu nem ganhou elétrons.

4) A reação química ocorreu em meio ácido.

7. (UPE) Considere a equação abaixo:

$$P_2S_5 + HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$$

Após convenientemente ajustada, é correto afirmar:

a) A soma dos coeficientes do H_3PO_4 e do H_2SO_4 é igual a 5.

b) A soma dos coeficientes do HNO_3 e da H_2O é igual a 36.

c) O coeficiente do ácido sulfúrico é igual ao coeficiente do NO_2 menos 20.

d) O coeficiente do P_2S_5 é igual à unidade.

e) O coeficiente do NO_2 é igual ao coeficiente do P_2S_5.

8. (Udesc) Observe esta reação iônica:

$$MnO_4^- + I^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + I_2 + H_2O$$

Indique a alternativa que corresponde aos coeficientes corretamente balanceados.

a) 1; 1; 1; 2; 5; 1

b) 2; 10; 16; 2; 5; 8

c) 2; 10; 1; 2; 5; 1

d) 2; 10; 1; 2; 5; 8

e) 1; 4; 8; 1; 2; 4

9. (UFBA) O íon sulfito reage com o íon ($Cr_2O_7^{2-}$), segundo a equação:

$$Cr_2O_7^{2-}\,(aq) + SO_3^{2-}\,(aq) + H_3O^+\,(aq) \rightarrow Cr^{3+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

Após o balanceamento da equação, podemos afirmar que:

1) O íon sulfito é o agente redutor.

2) O número de oxidação do enxofre, no SO_3^{2-}, é +4.

4) O cromo ganha elétrons e se oxida.

8) A soma dos coeficientes estequiométricos é igual a 29.

16) Para cada mol de íon sulfito que reage, forma-se 1 mol de íon sulfato.

Dê como resposta a soma dos números associados às proposições verdadeiras.

Aprofundando seu conhecimento

1. (PUC-MG) Em um laboratório, um grupo de estudantes colocou um pedaço de palha de aço em um prato cobrindo-o com água sanitária. Após 10 minutos, eles observaram, no fundo do prato, a formação de uma nova substância de cor avermelhada, cuja fórmula é Fe_2O_3.
A reação que originou esse composto ocorreu entre o ferro (Fe) e o hipoclorito de sódio ($NaC\ell O$), presente na água sanitária, e pode ser representada pela seguinte equação não balanceada:

$$Fe\ (s) + NaC\ell O\ (aq) \rightarrow Fe_2O_3\ (s) + NaC\ell\ (aq)$$

Considerando-se essas informações, é *incorreto* afirmar:

a) O hipoclorito de sódio atua como o redutor.

b) O ferro sofre uma oxidação.

c) A soma dos coeficientes das substâncias que participam da reação é igual a 9.

d) O átomo de cloro do hipoclorito de sódio ganhou 2 elétrons.

2. (UEG-GO)

Talheres de prata comumente apresentam manchas escuras em sua superfície, que consistem em sulfeto de prata (Ag_2S) formado pela reação da prata com compostos contendo enxofre encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar talheres escurecidos basta colocá-los em uma panela de alumínio com água quente e uma solução de soda cáustica diluída e, em seguida, retirá-los e enxaguá-los em água limpa, o que devolve o brilho característico dos talheres, que ficam com o aspecto de novos.

Esse processo consiste na reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, conforme a seguinte equação, não balanceada:

$$Ag_2S + A\ell + NaOH + H_2O \rightarrow Ag + H_2S + NaA\ell O_2$$

Sobre essa reação, pede-se:

a) O agente oxidante e o agente redutor.

b) A soma dos coeficientes da equação balanceada com os menores números inteiros possíveis.

3. (Fuvest-SP) O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância:

> Ler sobre [Humphry] Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos... Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio [$NaHCO_3$].

Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que:
- objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag_2O e Ag_2S (compostos iônicos);
- as espécies químicas Na^+, $A\ell^{3+}$ e Ag^+ têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.

Assim sendo, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

a) $2\ Ag^+ + A\ell^0 \rightarrow 3\ Ag^0 + A\ell^{3+}$

b) $A\ell^{3+} + 3\ Ag^0 \rightarrow A\ell^0 + 3\ Ag^+$

c) $Ag^0 + Na^+ \rightarrow Ag^+ + Na^0$

d) $A\ell^0 + 3\ Na^+ \rightarrow A\ell^{3+} + 3\ Na^0$

e) $3\ Na^0 + A\ell^{3+} \rightarrow 3\ Na^+ + A\ell^0$

4. (UFSC) O elemento químico titânio, do latim *titans*, foi descoberto em 1791 por William Gregor e é encontrado na natureza nos minérios ilmenita e rutilo. Por ser leve (pouco denso) e resistente à deformação mecânica, o titânio forma próteses biocompatíveis e ligas com alumínio, molibdênio, manganês, ferro e vanádio, com aplicação na fabricação de aeronaves, óculos, relógios e raquetes de tênis. Comercialmente, esse elemento pode ser obtido pelo processo Kroll, representado pela equação química não balanceada:

$$XC\ell_4 + Mg \rightarrow MgC\ell_2 + X$$

Considere as informações do enunciado e a equação balanceada, em seguida indique a(s) proposição(ões) *correta(s)*.

01. O processo Kroll representa uma reação de oxirredução.
02. Na equação dada, $XC\ell_4$ representa $TaC\ell_4$.
04. No processo Kroll, o magnésio atua como agente oxidante.
08. Os símbolos químicos dos elementos alumínio, molibdênio e ferro são, respectivamente, $A\ell$, Mo e F.
16. No processo Kroll, o número de oxidação do titânio passa de $+4$ para zero.
32. Um mol de titânio é produzido a partir de 2 mol de magnésio.

5. (Udesc) Muitas reações químicas presentes em nosso cotidiano acontecem por meio de transferência de elétrons, ou seja, são reações de oxirredução. Entre elas encontram-se:

I. Obtenção do Fe nos altos-fornos, pela redução da hematita:

$$Fe_2O_3\,(s) + CO\,(g) \rightarrow Fe\,(s) + CO_2\,(g).$$

II. Eliminação do excesso de cloro da água tratada, por meio de filtros contendo carvão ativo:

$$C\ell_2\,(g) + C\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightarrow CO_2\,(g) + HC\ell\,(aq).$$

Para cada uma das reações, determine:

a) os coeficientes da reação.

b) o agente oxidante e o agente redutor.

6. (UFPE/UFRPE) A reação total da bateria de níquel-cádmio, usada em calculadoras de bolso, é:

$$x\,Cd\,(s) + x\,NiO_2\,(s) + y\,H_2O \rightarrow x\,Cd(OH)_2\,(s) + x\,Ni(OH)_2\,(s).$$

Se $x = 26$, qual o valor de *y*?

7. (UFRJ) O arseneto de gálio (GaAs) é uma substância com excepcionais propriedades semicondutoras, sendo muito utilizado em células fotoelétricas e transistores.

Muitos cientistas acreditam que o arseneto de gálio deverá substituir o silício na fabricação da próxima geração de *chips* de computadores ultravelozes. Sua obtenção industrial se dá através da reação:

$$As + H_2 + Ga_2O_3 \xrightarrow{600\ ^\circ C} GaAs + H_2O$$

a) Sabendo que o número de oxidação do gálio permanece inalterado, determine a variação do número de oxidação do arsênio na reação de produção do arseneto de gálio.

b) Ajuste a equação e determine a razão entre o número de átomos de H e de As que tomam parte na reação.

8. (UFU-MG) É bastante conhecido o efeito que a chuva ácida faz degradando esculturas de mármore. Porém outros materiais também sofrem degradação pela simples exposição à umidade, como é o caso das peças feitas de cobre, presentes nas cúpulas da Basílica de São Pedro, no Vaticano.

O cobre, quando em contato com o ar úmido e o gás carbônico, sofre um processo de oxidação, formando carbonato de cobre II, que é o responsável pela coloração verde encontrada nas peças, conforme as equações (não balanceadas).

$$Cu\,(s) + O_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow Cu(OH)_2\,(s)$$
$$Cu(OH)_2\,(s) + CO_2\,(g) \rightarrow CuCO_3\,(s) + H_2O\,(\ell)$$

A análise dessas equações químicas revela que:

a) tanto o hidróxido de cobre II quanto o carbonato de cobre II são solúveis em água.

b) o cobre sofre processo de oxidação na primeira equação, variando seu Nox de zero para $+2$.

c) em períodos chuvosos e poluídos em Roma, o efeito de corrosão da cúpula da Basílica de São Pedro é diminuído.

d) a primeira equação, quando balanceada, resulta, respectivamente, nos coeficientes 2, 2, 1, 2.

9. (Espcex-Aman) Dada a seguinte equação iônica de oxirredução da reação, usualmente utilizada em etapas de sínteses químicas, envolvendo o íon dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) e o ácido oxálico ($H_2C_2O_4$):

$$Cr_2O_7^{2-} + H_2C_2O_4 + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + CO_2 + H_2O$$

Considerando a equação acima e o balanceamento de equações químicas por oxirredução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros obtidos das espécies envolvidas e a substância que atua como agente redutor são, respectivamente:

a) 21 e ácido oxálico.
b) 26 e dicromato.
c) 19 e dicromato.
d) 27 e ácido oxálico.
e) 20 e hidrogênio.

10. (Acafe) O oxigênio é um gás muito reativo. Interage com diferentes substâncias como, por exemplo, nas reações químicas expressas pelas equações não balanceadas:

I. $Fe\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow Fe_2O_3\,(s)$

II. $NH_3\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$

Nesse sentido, analise as afirmações a seguir.

I. Os menores coeficientes inteiros que tornam a equação I corretamente balanceada são: 4, 3 e 2, respectivamente.

II. Moléculas de NH_3 apresentam ligações polares e geometria tetraédrica.

III. A coesão entre as moléculas da substância H_2O pode ser explicada por interações do tipo ligações de hidrogênio.

IV. Íons Fe^{2+} apresentam a seguinte configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$.

V. O oxigênio é o agente redutor nas reações químicas representadas pelas equações I e II.

Todas as afirmações corretas estão em:

a) II — III — V **b)** II — IV — V **c)** I — III — IV **d)** I — II — III

11. (PUC-RJ) O ferro II pode ser oxidado a ferro III na presença do íon permanganato em meio ácido de acordo com a equação não balanceada.

$$KMnO_4\,(aq) + FeC\ell_2\,(aq) + HC\ell\,(aq) \rightarrow MnC\ell_2\,(aq) + FeC\ell_3\,(aq) + KC\ell\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

Dentre as afirmações abaixo sobre essa reação de oxirredução, a única *incorreta* é:

a) K^+ e $C\ell^-$ são íons espectadores.

b) no balanço de massa, 5 mol de $KMnO_4$ reagem com 1 mol de $FeC\ell_2$.

c) MnO_4^- no $KMnO_4$, em meio ácido, é o agente oxidante.

d) Fe^{2+} no $FeC\ell_2$ é o agente redutor.

e) Fe^{2+} cede, espontaneamente, elétrons ao MnO_4^- em meio ácido.

12. (Espcex-Aman) Dada a seguinte equação iônica de oxidorredução:

$$CrI_3 + C\ell_2 + OH^{1-} \rightarrow IO_4^{1-} + CrO_4^{2-} + C\ell^{1-} + H_2O$$

Considerando o balanceamento de equações químicas por oxirredução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros obtidos das espécies envolvidas e o(s) elemento(s) que sofrem oxidação são, respectivamente:

a) 215 e cloro. **c)** 73, cloro e iodo. **e)** 53 e crômio.

b) 187, crômio e iodo. **d)** 92, cloro e oxigênio.

13. (Unifesp) Um dos processos do ciclo natural do nitrogênio, responsável pela formação de cerca de 5% do total de compostos de nitrogênio solúveis em água, essencial para sua absorção pelos vegetais, é a sequência de reações químicas desencadeada por descargas elétricas na atmosfera (raios), que leva à formação de NO_2 gasoso pela reação entre N_2 e O_2 presentes na atmosfera.

A segunda etapa do processo envolve a reação do NO_2 com a água presente na atmosfera, na forma de gotículas, representada pela equação química:

$$x\ NO_2\,(g) + y\ H_2O\,(\ell) \rightarrow z\ HNO_3\,(aq) + t\ NO\,(g)$$

a) O processo envolvido na formação de NO_2 a partir de N_2 é de oxidação ou de redução? Determine o número de mols de elétrons envolvidos quando 1 mol de N_2 reage.

b) Balanceie a equação química da segunda etapa do processo de modo que os coeficientes estequiométricos x, y, z e t tenham os menores valores inteiros possíveis.

14. (PUC-RJ) $Na_3AsO_3\,(aq) + Ce(SO_4)_2\,(aq) + H_2O \rightarrow Na_3AsO_4\,(aq) + Ce_2(SO_4)_3\,(aq) + H_2SO_4\,(aq)$

Dado: $M(Na_3AsO_3) = 192$ g/mol

Considere a reação de oxirredução, em meio aquoso, representada pela equação não balanceada acima, as espécies que participam da reação e aquelas que são íons espectadores para responder o que se pede:

a) faça o balanço de massa da equação com os menores números inteiros e, a seguir, responda apenas qual é o valor do coeficiente estequiométrico da substância que atua como agente oxidante.

b) indique os íons que não participam da reação, ou seja, os íons espectadores.

c) indique a espécie que atua como agente redutor.

d) calcule o volume de solução aquosa, 0,100 mol/L de $Ce(SO_4)_2$, que reage estequiometricamente com solução aquosa contendo 0,288 g de Na_3AsO_3.

15. (UFPE) A reação entre o íon permanganato (MnO_4^-) e o íon oxalato ($C_2O_4^{2-}$), em meio aquoso ácido, é utilizada para titulações em alguns laboratórios de análise química. Nesta reação encontram-se, além de outros produtos, o íon Mn^{2+} e o dióxido de carbono. A propósito dessa questão, avalie as afirmativas abaixo.

( ) Nesta reação o íon permanganato é o agente oxidante.

( ) O carbono é oxidado, perdendo 1 elétron.

( ) Para balancear corretamente a reação química em questão (com coeficientes estequiométricos possuindo os menores valores inteiros possíveis), devemos adicionar 16 mols de íons H^+ no lado dos reagentes.

( ) O estado de oxidação do manganês no íon permanganato é +5.

( ) São produzidos 4 mols de moléculas de água para cada mol de íon permanganato consumido.

INTEGRANDO CONCEITOS

Escurecimento da prata

É muito frequente acontecer de, com o tempo, os objetos de prata perderem seu aspecto brilhante, tornando-se escuros. Isso ocorre porque os átomos de prata da superfície do objeto reagem com outras substâncias (por exemplo, derivados de enxofre, presentes em vários alimentos e no próprio ar), formando uma película escura de sulfeto de prata.

Essa película pode ser removida fundamentalmente de duas maneiras diferentes:

- uso de produtos para limpeza da prata;
- redução da prata escura, que nessa película está na forma do cátion prata, colocando-a em contato com uma peça de alumínio, o qual reagirá com a prata, transformando no cátion alumínio e regenerando a prata metálica.

Thales Trigo

Parte da película que cobria a bandeja de prata foi removida.

Isso pode ser feito colocando-se o objeto escurecido em uma panela de alumínio contendo solução de bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, que é um meio básico e eletrolítico. Para tornar esse método mais rápido, aqueça o sistema.

Reflita sobre o texto

1. Considere que você decidiu utilizar um produto tipo "limpa-prata" para recuperar o brilho de uma corrente de prata que ficou escurecida com o passar dos anos. Após a limpeza, a massa da corrente será maior, menor ou igual à massa inicial?

2. Qual é a fórmula da substância constituinte da película escura que recobre a prata?

3. Se colocarmos a corrente escurecida em um copo contendo água, a corrente continuará escurecida, sem brilho. Diante disso, o que se pode concluir a respeito do sal que a recobre?

4. Para recuperar o brilho da corrente de prata, podemos também colocá-la em uma panela de alumínio contendo água e bicarbonato de sódio. A utilização desse método de limpeza provoca alteração na massa da corrente? Por quê?

QUÍMICA: UMA CIÊNCIA DA NATUREZA

Respiração é "tudo igual"?

Não, existem dois tipos de respiração: a fisiológica e a celular.

Respiração fisiológica

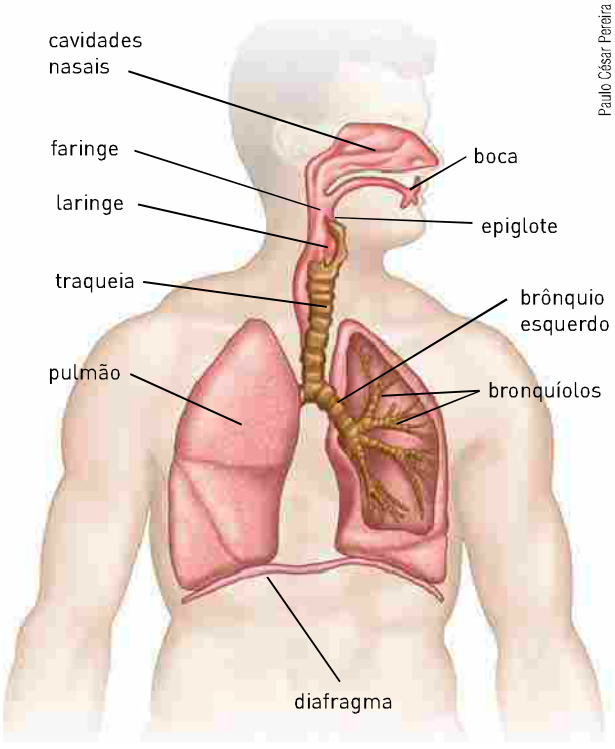
Quando mergulhamos, sempre paramos de respirar. Nesse momento estamos bloqueando a respiração fisiológica, isto é, a entrada e saída de ar (ventilação) pelas vias respiratórias. O caminho que o ar percorre nessas vias é o seguinte: cavidades nasais, faringe, laringe, traqueia, brônquios, bronquíolos e pulmões.

A ventilação se deve a uma diferença de pressão momentânea entre os pulmões e a atmosfera. Essa diferença é dada por uma variação do volume pulmonar.

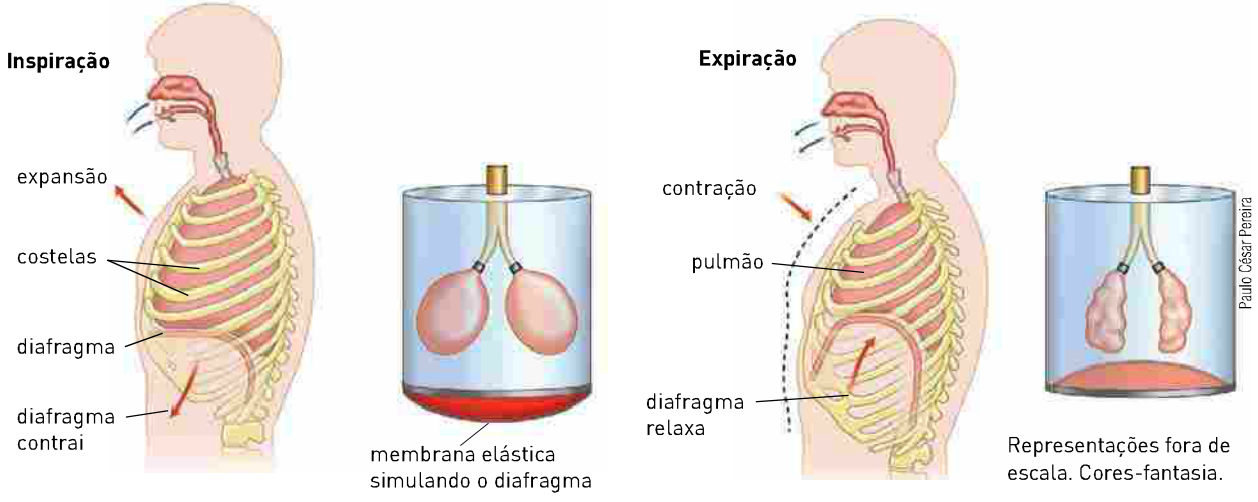
Na **inspiração**, os músculos intercostais (localizados entre as costelas) e o diafragma se contraem, aumentando o volume do pulmão. Nesse momento, a pressão intrapulmonar diminui em relação à atmosférica, e o ar entra.

Na **expiração** o processo se inverte. Ocorre um relaxamento dos músculos intercostais e do diafragma, diminuindo o volume pulmonar. Como consequência, a pressão interna aumenta em relação à pressão atmosférica, e o ar é expulso do pulmão.

Observe o esquema abaixo representando a inspiração e a expiração.



Representação dos órgãos do corpo humano envolvidos na respiração fisiológica. Corte parcial para visualização de estruturas internas.

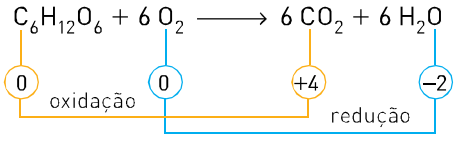


Representações fora de escala. Cores-fantasia.

Em repouso, um adulto saudável movimenta 500 mL de ar a cada respiração, e a sua frequência respiratória é da ordem de 12 vezes por minuto.

Respiração celular

A maioria dos seres vivos obtém energia por meio da respiração celular. Nesse processo a energia é obtida pela oxidação de moléculas orgânicas (glicose e ácidos graxos), em que o gás oxigênio é o agente oxidante. A reação global que representa a oxidação da glicose é:



Na respiração celular a obtenção de energia é máxima, pois o carbono é oxidado até seu Nox máximo (+4). Sendo assim, o CO_2 não pode ser usado na obtenção de energia e é eliminado pelas vias respiratórias.

A respiração celular não pode ser controlada pelo organismo, diferentemente da respiração fisiológica.

Fermentação

Na falta de oxigênio, os organismos obtêm energia por meio da fermentação, que pode ser de dois tipos: láctica e alcoólica.

Na fermentação láctica, a glicose ($C_6H_{12}O_6$) é convertida em duas moléculas de ácido láctico ($C_3H_6O_3$). Já na fermentação alcoólica, a glicose é convertida em duas moléculas de álcool etílico (C_2H_6O) e duas moléculas de CO_2.

É importante destacar que alguns organismos, como as leveduras, podem fazer os dois tipos de fermentação, enquanto outros, como os vertebrados e as plantas, fazem apenas a fermentação láctica.

Fontes: <http://www2.ibb.unesp.br>; <http://www.ufpe.br>; <http://www.icb.usp.br>. Acessos em: 1º abr. 2014.

Para ir além

1. A equação global que representa a fermentação alcoólica é: $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$.
   Nessa fermentação a energia liberada pela oxidação da glicose é máxima? Justifique usando os números de oxidação dos carbonos.

2. Em plantações de arroz existe uma bactéria (*Beggiatoa*) que utiliza o sulfeto de hidrogênio (H_2S) como fonte de energia, transformando-o em enxofre. O H_2S é uma substância tóxica para o arroz — portanto, essa bactéria exerce um importante papel ao removê-lo.
   A equação que representa a transformação mencionada é: $2\ H_2S + O_2 \longrightarrow 2\ S + 2\ H_2O$
   Qual é a substância oxidada pela bactéria e qual o seu agente oxidante? Justifique.

3. Por que quando estamos fazendo alguma atividade física nossa frequência respiratória aumenta?

4. No sangue humano encontramos as hemácias (ou eritrócitos), que são células responsáveis por transportar os gases da respiração, principalmente o gás oxigênio. Esse gás se liga à molécula de hemoglobina no interior da hemácia e é transportado até os tecidos.
   O monóxido de carbono, um gás tóxico produzido na queima de derivados do petróleo e do carvão, tem uma afinidade maior pela hemoglobina do que o gás oxigênio. Qual a consequência imediata da inspiração do CO para a respiração celular?

COMPLEMENTO

Casos particulares de oxirredução

Reações envolvendo água oxigenada (H_2O_2)

A água oxigenada (H_2O_2) pode se comportar como agente oxidante ou redutor, dependendo das reações em que participa.

H_2O_2 como agente oxidante

Quando a água oxigenada age como um oxidante, a sua semirreação de redução é representada por:

$$H_2O_2\,(aq) + 2\,H^+\,(aq) + 2e^- \longrightarrow 2\,H_2O\,(\ell)$$

-1 — redução: $\Delta Nox = 1$ — -2

Quando adicionamos, por exemplo, uma solução de água oxigenada a uma solução contendo íons iodeto (I^-) em meio ácido, ocorre a formação de I_2 (s):

$$H_2O_2\,(aq) + I^-\,(aq) + H^+\,(aq) \rightarrow H_2O\,(\ell) + I_2\,(s)$$

-1 — redução: $\Delta Nox = 1$ — -2

-1 — oxidação: $\Delta Nox = 1$ — 0

- $H_2O_2 \xrightarrow{\Delta Nox = 1} H_2O$ • $I^- = \Delta Nox = 1$

Como temos 2 oxigênios em cada H_2O_2:

$$H_2O_2 = 2 \cdot \Delta Nox = 2$$

- $I^- \xrightarrow{\Delta Nox = 1} I_2$

Para a atribuição dos coeficientes, temos:

- $H_2O_2 = 2 \cdot \Delta Nox = 2 \Rightarrow \cdot\ 2$ será o coeficiente do I^-;
- $I^- = \Delta Nox = 1 \Rightarrow 1$ será o coeficiente do H_2O_2.

Assim, acertando os outros coeficientes, temos:

$$1\,H_2O_2 + 2\,I^- + 2\,H^+ \rightarrow H_2O + I_2$$

H_2O_2 como agente redutor

Quando na presença de um oxidante mais enérgico, a água oxigenada funciona como um redutor. Sua semirreação de oxidação pode ser representada assim:

$$H_2O_2\,(aq) \longrightarrow O_2\,(g) + 2\,H^+\,(aq) + 2\,e^-$$

-1 — oxidação: $\Delta Nox = 1$ — 0

Isso significa que cada oxigênio perde 1 elétron e, então, para a formação de cada O_2, temos:

$$O_2 = 2 \cdot \Delta Nox = 2$$

> *Essas reações, em que a água oxigenada funciona como redutor, são caracterizadas pela produção de O_2. Como todo O_2 é proveniente da água oxigenada, as duas substâncias apresentam o mesmo coeficiente. Generalizando:*
>
> *H_2O_2 agindo como redutor* → *sempre produz O_2*
>
> *x H_2O_2 → x O_2*

Um exemplo desse tipo de reação — em que a água oxigenada é redutor — ocorre quando, em meio ácido, ela descora uma solução violeta de permanganato de potássio ($KMnO_4$).

Essa reação pode ser representada por:

$$H_2O_2\,(aq) + MnO_4^- + H^+ \longrightarrow O_2 + Mn^{2+} + H_2O$$

-1 — oxidação: $\Delta Nox = 1$ — 0

$+7$ — redução: $\Delta Nox = 5$ — $+2$

No balanceamento dessa reação, percebemos que todo manganês presente no MnO_4^- se reduziu, originando Mn^{2+}:

$$MnO_4^- \xrightarrow{\Delta Nox = 5} Mn^{2+}$$

Notamos, também, que todo o O_2 é proveniente do H_2O_2, e usaremos o ΔNox da água oxigenada para o balanceamento do O_2:

$$H_2O_2 \xrightarrow{\Delta Nox = 1} O_2$$

Como cada oxigênio perde 1 elétron, para originar o O_2 serão perdidos 2 elétrons.

Portanto: $O_2 = 2 \cdot \Delta Nox = 2$.

- $MnO_4^- = \Delta Nox = 5 \Rightarrow 5$ será o coeficiente do O_2;
- $O_2 = 2 \cdot \Delta Nox = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do MnO_4^-.

Assim, temos:

$$H_2O_2 + 2\,MnO_4^- + H^+ \rightarrow 5\,O_2 + Mn^{2+} + H_2O$$

e, acertando os coeficientes:

$$H_2O_2 + 2\,MnO_4^- + H^+ \rightarrow 5\,O_2 + 2\,Mn^{2+} + H_2O$$

O H_2O_2 deverá ter o mesmo coeficiente do O_2.

Acertando os demais coeficientes, temos:

$$5\,H_2O_2 + 2\,MnO_4^- + 6\,H^+ \rightarrow 5\,O_2 + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$

Exercícios

1. No início das transmissões radiofônicas, um pequeno aparelho permitia a recepção do sinal emitido por estações de rádio. Era o chamado rádio de galena, cuja peça central constituía-se de um cristal de galena, que é um mineral de chumbo, na forma de sulfeto, de cor preta. O sulfeto de chumbo também aparece em quadros de vários pintores famosos que usaram carbonato básico de chumbo como pigmento branco. Com o passar do tempo, este foi se transformando em sulfeto de chumbo pela ação do gás sulfídrico presente no ar, afetando a luminosidade da obra. Para devolver à pintura a luminosidade original que o artista pretendeu transmitir, ela pode ser tratada com peróxido de hidrogênio, que faz com que o sulfeto de chumbo transforme-se em sulfato, de cor branca.

a) Escreva em seu caderno os símbolos químicos do chumbo e do enxofre. Lembre-se de que os símbolos químicos desses elementos se originam de seus nomes latinos *plumbum* e *sulfur*.

b) Escreva em seu caderno a equação química que representa a transformação do sulfeto de chumbo em sulfato de chumbo pela ação do peróxido de hidrogênio.

c) Entre as transformações químicas citadas nesta questão, alguma delas corresponde a uma reação de oxirredução? Justifique sua resposta.

2. Faça o balanceamento das equações e indique os agentes oxidantes e redutores:

I. $FeC\ell_2 + H_2O_2 + HC\ell \rightarrow FeC\ell_3 + H_2O$.

II. $Cr^{3+} + H_2O_2 + OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + H_2O$.

3. (PUC-RJ) O fenômeno da oxirredução ocorre em reações com transferência de elétrons. Sobre a reação do permanganato de potássio com peróxido de hidrogênio em meio ácido, representada pela equação não balanceada a seguir, uma espécie doa elétrons, e a outra recebe esses elétrons de maneira espontânea, o que pode ser verificado pela variação do número de oxidação.

$$KMnO_4\,(aq) + H_2O_2\,(aq) + H_2SO_4\,(aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow MnSO_4\,(aq) + O_2\,(g) + K_2SO_4\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

Sobre essa reação, é correto afirmar que:

a) o manganês no permanganato de potássio tem Nox 5+.

b) permanganato de potássio é a substância oxidante.

c) ácido sulfúrico é o agente redutor.

d) o oxigênio no peróxido de hidrogênio tem Nox médio 1+.

e) peróxido de hidrogênio é a substância que sofre redução.

4. (Ufal) Peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em solução aquosa ácida (H^+ (aq)) reage com permanganato de potássio ($KMnO_4$). Há formação de Mn^{2+} (aq) e liberação de O_2 (g).

Informação:
O peróxido de hidrogênio contém o grupo peróxido representado por (— O — O —).
Analise as afirmações a seguir.

- A equação que representa essa reação é
$$5\,H_2O_2\,(aq) + 2\,MnO_4^-\,(aq) + 6\,H^+\,(aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow 2\,Mn^{2+}\,(aq) + 8\,H_2O\,(\ell) + 5\,O_2\,(g)$$
- Nessa reação o permanganato de potássio age como um oxidante.
- Nessa reação o número de oxidação do manganês varia de −2 para +2.
- Na molécula de oxigênio produzido nessa reação o número de carga é igual a −2.
- Nessa reação a água oxigenada (solução aquosa de H_2O_2) atua como um redutor.

5. (UFMG)

a) A água oxigenada, H_2O_2, participa, como um dos reagentes, de muitas reações de oxirredução.

1) *Escreva* os coeficientes estequiométricos na frente de cada uma das espécies que participam das reações indicadas pelas equações químicas I e II, de modo que fiquem balanceadas.

2) *Indique*, em cada caso, se o H_2O_2 atua como agente oxidante ou redutor.

Balanceamento da equação I:

$$\ldots H_2O_2 + \ldots I^- + \ldots H^+ \rightarrow \ldots H_2O + \ldots I_2$$

Indicação:

Balanceamento da equação II:

$$\ldots MnO_4^- + \ldots H_2O_2 + \ldots H^+ \rightarrow \ldots Mn^{2+} + \ldots H_2O + \ldots O_2$$

Indicação:

b) A água oxigenada decompõe-se, como mostrado nesta equação:

$$2\,H_2O_2\,(aq) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$$

Represente, por meio de equações balanceadas, a semirreação de oxidação e a semirreação de redução da reação de decomposição da água oxigenada, em meio ácido, envolvendo H^+ (aq).

6. (PUC-RS) Para verificar a presença de substâncias químicas usadas para mascarar o leite de má qualidade, são empregados testes de laboratório. Na análise da água oxigenada, por exemplo, são adicionadas de 2 a 3 gotas de solução de iodeto de potássio a 5 mL de leite, sob agitação. Na presença do contaminante, a solução fica amarelada, pois ocorre

a) formação de iodo molecular pela presença de soda cáustica.

b) oxidação do H_2O_2 pelo iodeto de potássio.

c) redução do iodo a iodeto pela água oxigenada.

d) reação apresentada por $I_2 \rightarrow 2\,I^-$, pela ação do oxigênio dissolvido no leite.

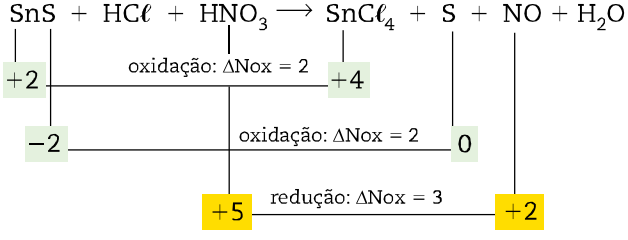
e) oxidação do íon iodeto a iodo pelo peróxido de hidrogênio.

Reações com mais de uma oxidação e/ou redução

Em uma reação de oxirredução, o mais comum é que uma espécie se oxide e a outra se reduza. Porém, podem ocorrer casos com duas ou mais oxidações e apenas uma redução ou vice-versa. De qualquer maneira, para o balanceamento desse tipo de reação, o princípio é sempre o mesmo:

nº de elétrons perdidos = nº de elétrons recebidos

Veja um exemplo:



Nessa reação, ocorrem duas oxidações e, então, o total de elétrons perdidos será igual à soma dos ΔNox:

- $SnS \begin{cases} \xrightarrow{\Delta Nox = 2} SnC\ell_4 \\ \xrightarrow{\Delta Nox = 2} S \end{cases}$ ΔNox total = 4
- $HNO_3 \xrightarrow{\Delta Nox = 3} NO$

Assim, temos:

- SnS = ΔNox total = 4 ⇒ 4 será o coeficiente do HNO_3;
- HNO_3 = ΔNox = 3 ⇒ 3 será o coeficiente do SnS.

Na equação, acertando os outros coeficientes, temos:

$$3\ SnS + 12\ HC\ell + 4\ HNO_3 \rightarrow 3\ SnC\ell_4 + 3\ S + 4\ NO + 8\ H_2O$$

Exercício

Faça o balanceamento das equações:

a) $Cu_2S + HNO_3 \rightarrow CuSO_4 + Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

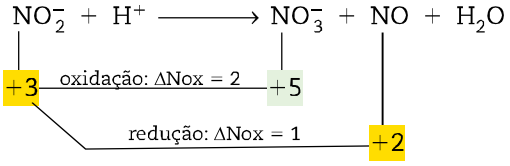
b) $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

c) $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + H_3AsO_4 + NO$

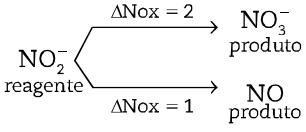
d) $As_2S_3 + NH_4OH + H_2O_2 \rightarrow$
$\rightarrow (NH_4)_3AsO_4 + (NH_4)_2SO_4 + H_2O$

Reações de auto-oxirredução ou desproporcionamento

Nesse tipo de reação, o mesmo elemento se oxida e se reduz. Observe, na reação a seguir, o elemento nitrogênio (N):



Parte do nitrogênio presente no NO_2^- se oxida, e outra parte se reduz; então, os ΔNox devem ser relacionados aos coeficientes dos produtos:



- NO_3^- = ΔNox = 2 ⇒ 2 será o coeficiente do NO;
- NO = ΔNox = 1 ⇒ 1 será o coeficiente do NO_3^-.

Na equação, temos:

$$NO_2^- + H^+ \rightarrow 1\ NO_3^- + 2\ NO + H_2O$$

A partir desses coeficientes, podemos determinar o coeficiente do NO_2^-:

$$3\ NO_2^- + H^+ \rightarrow 1\ NO_3^- + 2\ NO + H_2O$$

Agora, para determinar os coeficientes do H^+ e do H_2O, devemos lembrar que a soma das cargas dos reagentes é igual à soma das cargas dos produtos. Assim:

Reagente	Carga individual	Carga total
3 NO_2^-	−1	−3
x H^+	+1	+x
		x − 3

Produto	Carga individual	Carga total
1 NO_3^-	−1	−1
2 NO	0	0
y H_2O	0	0
		−1

Se a soma das cargas deve ser igual, então:

$$x - 3 = -1 \Rightarrow x = 2,$$

em que x é o coeficiente do H^+, e a partir dele obtemos o restante da equação balanceada:

$$3\ NO_2^- + 2\ H^+ \rightarrow 1\ NO_3^- + 2\ NO + 1\ H_2O$$

Exercícios

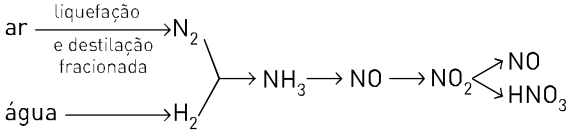
1. Faça o balanceamento das equações:

a) $C\ell_2 + NaOH \rightarrow NaC\ell + NaC\ell O_3 + H_2O$

b) $Br_2 + OH^- \rightarrow BrO_3^- + Br^- + H_2O$

c) $CrI_3 + OH^- + C\ell_2 \rightarrow CrO_4^{2-} + IO_4^- + C\ell^- + H_2O$

2. (Fuvest-SP) O esquema simplificado a seguir mostra como se pode obter ácido nítrico (HNO_3) a partir de ar e água:



Nesse esquema, água, NH_3 e NO_2 sofrem, respectivamente:

a) redução, oxidação e desproporcionamento.
b) eletrólise, redução e desproporcionamento.
c) desproporcionamento, combustão e hidratação.
d) hidratação, combustão e oxidação.
e) redução, hidratação e combustão.

Balanceamento de reações de oxirredução pelo método íon-elétron

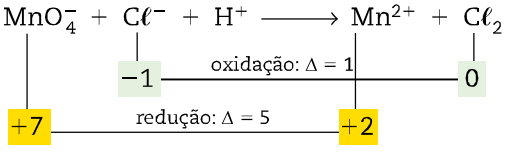
Esse método deve ser utilizado quando a reação de oxirredução não está completa.

Veja como aplicar esse método.

Ao misturar duas soluções aquosas de permanganato e cloreto em meio ácido, temos a produção de gás cloro e cátion manganês II:

$$MnO_4^- + C\ell^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + C\ell_2$$

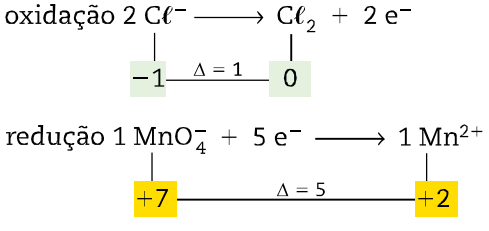
- **Passo 1.** Determine os Nox e as espécies que se oxidaram ou reduziram:



- **Passo 2.** Escreva as semirreações de oxidação e redução:

oxidação $\quad C\ell^- \rightarrow C\ell_2$
redução $\quad MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

- **Passo 3.** Balanceie as semirreações acertando o número de átomos e o número de elétrons:



- **Passo 4.** Para balancear o oxigênio, acrescente H_2O no lado da semirreação que apresenta menos oxigênio:

$$2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$$
$$1\ MnO_4^- + 5\ e^- \rightarrow 1\ Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

- **Passo 5.** Para balancear o hidrogênio acrescente H^+ no lado da semirreação que apresenta menos hidrogênio:

$$2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$$
$$1\ MnO_4^- + 5\ e^- + 8\ H^+ \rightarrow 1\ Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

- **Passo 6.** Para que o número total de elétrons perdidos seja igual ao número total de elétrons recebidos, devemos multiplicar a primeira semirreação por 5, e a segunda, por 2. Então somamos as duas para obter a reação global:

$$10\ C\ell^- \rightarrow 5\ C\ell_2 + \cancel{10\ e^-}$$
$$2\ MnO_4^- + \cancel{10\ e^-} + 16\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O$$
$$2\ MnO_4^- + 10\ C\ell^- + 16\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ C\ell_2 + 8\ H_2O$$

Exercício

Complete e faça o balanceamento das equações:

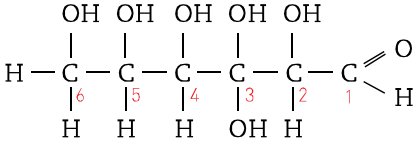
a) $Cr_2O_7^{2-} + C\ell^- \rightarrow Cr^{3+} + C\ell_2$
b) $C\ell O_3^- + Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 + C\ell O_2$
c) $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+}$
d) $Cu + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO_2$
e) $Mn^{2+} + BiO_3^- \rightarrow Bi^{3+} + MnO_4^-$

Nox em estruturas complexas e Nox médio

Em muitos compostos, os átomos de um mesmo elemento aparecem na estrutura combinados de diferentes maneiras, ou com um mesmo elemento químico ou com elementos químicos diferentes. Nesses casos, o Nox dos átomos do elemento analisado apresentará valores diferentes.

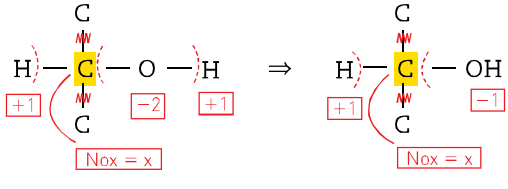
Veja alguns exemplos:

- Glicose — $C_6H_{12}O_6$



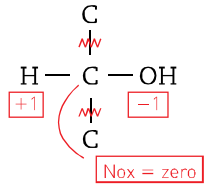
Podemos determinar o Nox de cada átomo do elemento que não apresenta valor fixo. Assim, vamos determinar na glicose os Nox dos diferentes átomos de carbono.

Pela fórmula estrutural, podemos observar que os carbonos 2, 3, 4 e 5 se apresentam ligados da mesma maneira:

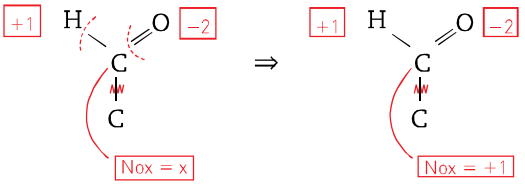


O carbono em destaque está ligado a dois outros átomos de carbono e, como eles apresentam a mesma eletronegatividade, nenhum ganha ou perde elétrons nessas ligações. Já na ligação entre **C** e **H**, como o carbono é mais eletronegativo, ele ganha 1 elétron do hidrogênio, enquanto na ligação entre **C** e **OH** ele perde 1 elétron.

Assim, considerando perdas e ganhos de elétrons ocorridos com o carbono em estudo, verificamos que seu Nox é igual a **zero**.

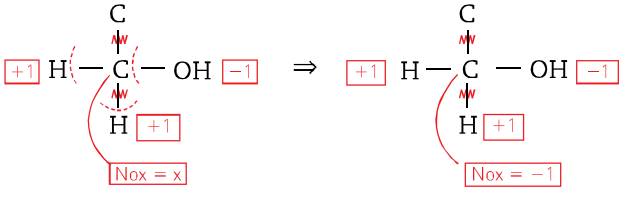


No caso do carbono 1, analisando a fórmula estrutural:



podemos perceber que ele ganha 1 elétron do átomo de hidrogênio e perde 2 elétrons para o átomo de oxigênio. Seu Nox, então, é igual a +1.

E, finalmente, o carbono 6 ganha 2 elétrons dos hidrogênios (um de cada **H**) e perde 1 elétron para o grupo OH. Seu Nox, então, é igual a −1.



Assim, analisando as ligações que envolvem cada átomo de carbono na estrutura, determinamos o Nox de cada um deles. Isso só foi possível porque, nesse caso, conhecemos a fórmula estrutural da glicose. Já o **Nox médio** do carbono pode ser determinado a partir da fórmula molecular. Veja:

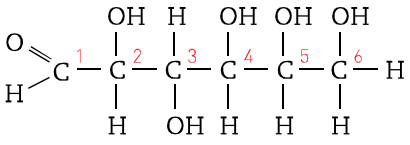
fórmula molecular

C_6	H_{12}	O_6
x	+1	−2
6x	+12	−12

$\Rightarrow 6x + 12 + (-12) = 0 \Rightarrow$

$\Rightarrow x = 0$

O Nox médio do carbono na glicose também pode ser determinado pelo Nox de cada um dos carbonos, que foi obtido a partir do conhecimento da fórmula estrutural. Para isso, basta somar algebricamente o Nox de todos os carbonos e dividir o valor obtido pelo número de átomos de carbono presentes na estrutura da glicose. Vejamos:



Nox dos seis átomos de C:

1	2	3	4	5	6
C	C	C	C	C	C
+1	0	0	0	0	−1

Nox médio: $\dfrac{(+1) + 4\,(0) + (-1)}{6} = \text{zero}$

No exemplo da magnetita (Fe_3O_4), mesmo sem conhecer sua composição e fórmula estrutural, podemos determinar o Nox médio do ferro:

- Pedra-ímã natural (magnetita) — Fe_3O_4

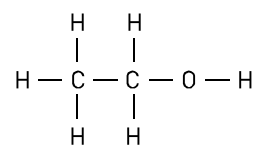
$$Fe_3O_4 \begin{cases} FeO \\ Fe_2O_3 \end{cases} \quad \begin{array}{c|c} Fe_3 & O_4 \\ \hline x & -2 \\ \hline 3x & -8 \end{array} \Rightarrow 3x + (-8) = 0 \Rightarrow x = +\frac{8}{3}$$

Perceba que o Nox fracionário não indica que ocorreu perda ou ganho de "frações" de elétrons, pois esse valor se refere à média aritmética dos Nox dos três átomos de ferro presentes na estrutura.

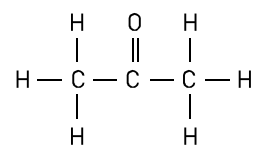
Exercícios

1. Determine, nos compostos a seguir, o Nox de cada carbono e o Nox médio do elemento carbono:

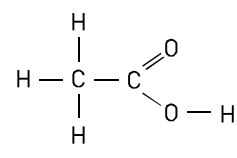
I. Combustível e componente de bebidas alcoólicas (etanol):



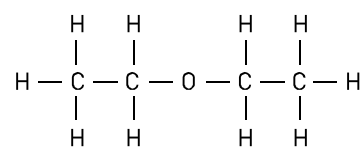
II. Solvente (acetona):



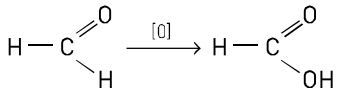
III. Vinagre (ácido acético):



IV. Anestésico (éter etílico):



2. (Uerj) O formol, ou formalina, é uma solução aquosa de metanal, utilizada na conservação dos tecidos de animais e cadáveres humanos para estudos em Biologia e Medicina. Ele é oxidado a ácido fórmico, segundo a equação a seguir, para evitar que os tecidos animais sofram deterioração ou oxidação.



Nessa transformação, o número de oxidação do carbono sofreu uma variação de:

a) −4 para +4.

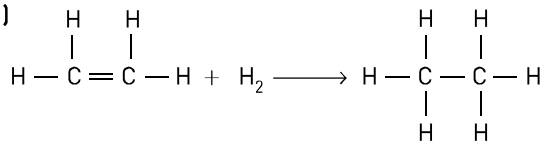
b) −3 para −2.

c) −2 para −1.

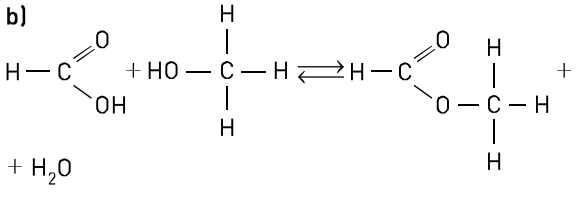
d) 0 para +2.

3. Determine o Nox de cada carbono e indique se são reações de oxirredução:

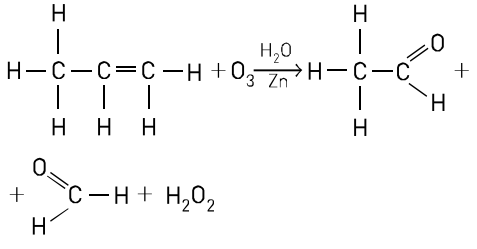
a)



b)



c)



4. Determine o Nox médio do elemento chumbo no zarcão (Pb_3O_4).

5. (Fuvest-SP) O material cerâmico $YBa_2Cu_3O_7$, supercondutor a baixas temperaturas, é preparado por tratamento adequado da mistura Y_2O_3, $BaCO_3$ e CuO. Nesse supercondutor, parte dos átomos de cobre tem número de oxidação igual ao do cobre no CuO; a outra parte tem número de oxidação incomum.

a) Dê o número de oxidação do ítrio, do bário e do cobre nos compostos usados na preparação do material cerâmico.

b) Calcule os números de oxidação do cobre no composto $YBa_2Cu_3O_7$.

6. (Fuvest-SP) Dimetil-hidrazina e tetróxido de dinitrogênio foram usados nos foguetes do módulo que pousou na Lua nas missões Apollo. A reação, que ocorre pela simples mistura desses dois compostos, pode ser representada por:

$$(CH_3)_2N - NH_2\,(\ell) + 2\,N_2O_4\,(\ell) \rightarrow$$
$$\rightarrow 3\,N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(g) + 2\,CO_2\,(g)$$

a) Entre os reagentes, identifique o oxidante e o redutor. Justifique sua resposta, considerando os números de oxidação do carbono e do nitrogênio.

b) Cite duas características da reação apresentada que tornam adequado o uso desses reagentes.

c) Qual a pressão parcial do gás nitrogênio quando a pressão da mistura gasosa liberada se iguala à pressão na superfície da Lua? Mostre os cálculos.

(Dados: número de oxidação do carbono na dimetil-hidrazina = −2; pressão na superfície lunar = $3 \cdot 10^{-10}$ Pa.)

7. (Ufpel-RS) O cultivo de cana-de-açúcar tem sido muito estimulado no Brasil. Hoje ela tem sido requisitada como matéria-prima para a obtenção de etanol (H_3C-CH_2OH) – composto orgânico presente em bebidas destiladas, como a cachaça, e em bebidas apenas fermentadas, como o vinho –, que, purificado, é tido como um combustível alternativo renovável; além dessa característica, não atribuída aos combustíveis fósseis, o etanol causa menor impacto ambiental.

A seguir constam as equações da combustão total do etanol (Equação 1) e da reação pela qual ele é identificado nos bafômetros (Equação 2) – dispositivos utilizados para identificar motoristas que ingeriram recentemente quantidade de etanol acima do permitido.

Equação 1

$$H_3C - CH_2OH\,(\ell) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell)$$
$$\Delta H = -326{,}7\ \text{kcal/mol}$$

Equação 2

$$3\,H_3C - CH_2OH\,(g) + K_2Cr_2O_7\,(aq) + 4\,H_2SO_4\,(aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow 3\,H_3C - \underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle |}{C}} = O\,(g) + Cr_2(SO_4)_3\,(aq) + K_2SO_4\,(aq) +$$
$$+\ 7\,H_2O\,(\ell)$$

Considerando ambas as reações (combustão do etanol e a ocorrida no bafômetro), é correto afirmar que:

a) em ambas, os átomos de oxigênio se reduzem e os de carbono se oxidam.

b) na combustão, os átomos que se reduzem são os de oxigênio e, na reação do bafômetro, os de cromo.

c) em ambas, os átomos de carbono se reduzem e os de oxigênio se oxidam.

d) na combustão, os átomos que se oxidam são os de oxigênio e, na reação do bafômetro, os de cromo.

e) na combustão, os átomos que se oxidam são os de carbono e, na reação do bafômetro, os de cromo.

UNIDADE

5 Eletroquímica

Em 1800, [Humphry] Davy leu o texto de Alessandro Volta descrevendo a primeira bateria, sua "pilha" — um sanduíche de dois metais diferentes com papelão embebido em salmoura —, que gerava uma corrente elétrica ininterrupta. Embora a eletricidade estática, como os relâmpagos ou as faíscas, houvesse sido estudada no século anterior, nenhuma corrente elétrica ininterrupta fora obtida até então. O artigo de Volta, Davy escreveria posteriormente, atuou como um alarme entre os experimentadores da Europa e, para Davy, subitamente deu forma ao que ele então viu como o trabalho de sua vida.

Davy persuadiu [o químico Thomas] Beddoes a construir uma enorme bateria elétrica — que consistia em placas duplas de cobre e zinco de mais de 650 centímetros quadrados e ocupava uma sala inteira — e iniciou seus primeiros experimentos com ela poucos meses depois de ler o texto de Volta. Quase imediatamente, suspeitou que a corrente elétrica era gerada por mudanças químicas nas placas de metal e se perguntou se o inverso também aconteceria — se poderíamos induzir mudanças químicas com a passagem de uma corrente elétrica.

Podia-se criar água (como demonstrara Cavendish) inflamando hidrogênio e oxigênio juntos. Poderia alguém agora, com o novo poder da corrente elétrica, fazer o contrário? Em seu primeiro experimento eletroquímico, passando uma corrente elétrica por água (ele precisou adicionar um pouco de ácido sulfúrico para torná-la condutora), Davy mostrou que ela podia ser decomposta em suas substâncias constituintes, com o hidrogênio aparecendo em um polo ou eletrodo da bateria e o oxigênio no outro — embora só muitos anos depois ele tenha conseguido mostrar que [essas duas substâncias] apareciam em proporções fixas e exatas.

Sacks, Oliver W. *Tio Tungstênio:* memórias de uma infância química. São Paulo: Companhia das Letras, 2002. p. 123-4.

Alamy/Other Images

Podemos utilizar a energia elétrica produzida por uma pilha para provocar a decomposição da água, como pode ser observado na fotografia, em que o gás hidrogênio está sendo recolhido no tubo do lado esquerdo e o gás oxigênio, no tubo do lado direito.

Ideias iniciais

- No texto acima, o neurologista inglês Oliver Sacks (1933) descreve a primeira bateria. Com base nessa descrição, elabore uma explicação para que ela tenha sido denominada “pilha”.

Pilhas

CAPÍTULO 15

Uma das modalidades de energia de grande importância em nossa vida é a energia elétrica.

A eletroquímica é a parte da Química que estuda não só os fenômenos envolvidos na produção de corrente elétrica a partir da transferência de elétrons, ocorrida em reações de oxirredução, mas também a utilização de corrente elétrica na produção dessas reações.

Cada um desses fenômenos ocorre em um tipo de dispositivo, chamado de célula (ou cela) eletroquímica. Em relação ao seu funcionamento, essas células são classificadas em galvânicas ou eletrolíticas.

Thinkstock/Getty Images

Thinkstock/Getty Images

Em nossa sociedade tecnológica, seria inimaginável viver sem a energia elétrica, seja ela proveniente de uma usina hidroelétrica, térmica ou nuclear, ou de pilhas e baterias usadas em vários equipamentos.

Célula galvânica é um dispositivo no qual reações espontâneas de oxirredução geram uma corrente elétrica.

Pilhas e baterias são células galvânicas.

Célula eletrolítica é um dispositivo no qual a energia elétrica fornecida por uma fonte externa causa reações de oxirredução não espontâneas.

Neste capítulo iremos estudar as pilhas. As células eletrolíticas serão estudadas nos capítulos 20 e 21.

PILHAS E BATERIAS

Pilhas e baterias: são dispositivos nos quais uma reação espontânea de oxirredução produz corrente elétrica.

Sérgio Dotta Jr./The Next

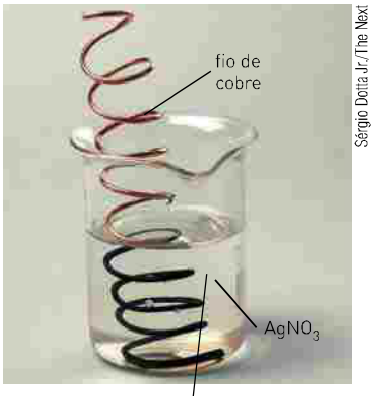
As pilhas recebem esse nome porque o primeiro dispositivo desse tipo era formado por discos metálicos empilhados. Usualmente um conjunto de pilhas é denominado bateria.

Sérgio Dotta Jr./The Next

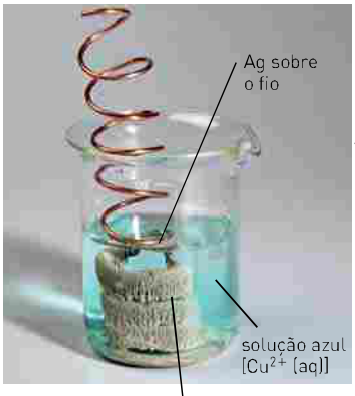
No interior da pilha ocorre uma reação de oxirredução que libera elétrons pelo polo negativo. A passagem de elétrons pelo filamento da lâmpada torna-o incandescente.

Montagem de uma pilha

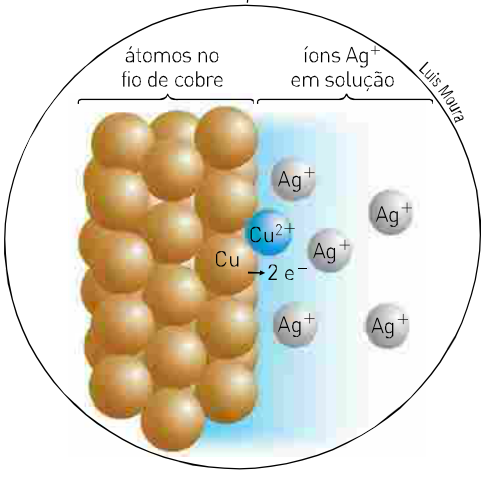
Quando introduzimos um fio de cobre (Cu) em uma solução aquosa de nitrato de prata, $AgNO_3$ (aq), incolor, verificamos que ocorre a formação de um depósito de prata metálica (Ag) e que a solução se torna azulada devido à presença de íons Cu^{2+} (aq).



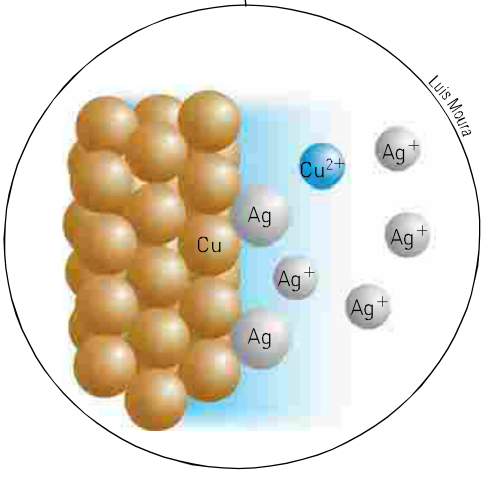
Sérgio Dotta Jr./The Next



Sérgio Dotta Jr./The Next



Luis Moura



Luis Moura

Oxidação:
$Cu\ (s) \longrightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$
Os átomos de cobre (Cu), ao perderem elétrons, originam íons Cu^{2+}, que passam para a solução, tornando-a azulada.

Redução:
$Ag^+\ (aq) + e^- \longrightarrow Ag\ (s)$
Os íons Ag^+ retiram elétrons dos átomos de cobre (Cu) e se transformam em prata metálica (Ag), que se deposita sobre o fio.

The Edgar Fahs Smith Collection

Gravura de Gaetano Bonatti, do século XIX, representando o físico italiano Alessandro Volta. O cientista construiu o dispositivo chamado tradicionalmente de "pilha" de Volta. Em 1881, uma unidade elétrica, o volt, foi assim nomeada em sua homenagem.

A equação global pode ser obtida pela soma das semirreações:

$$Cu\ (s) \longrightarrow Cu^{2+}\ (aq) + \cancel{2\ e^-}$$
$$2\ Ag^+\ (aq) + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow 2\ Ag\ (s)$$
$$Cu\ (s) + 2\ Ag^+\ (aq) \longrightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ Ag\ (s)$$

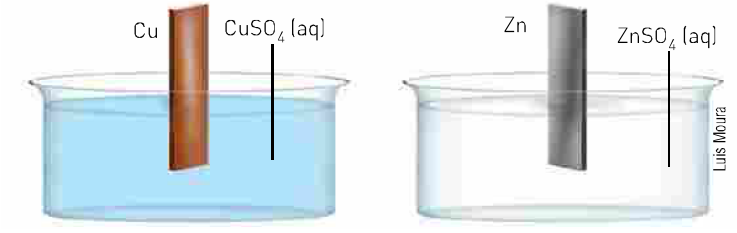
Nesse sistema, a transferência de elétrons não pode ser aproveitada para produzir corrente elétrica, que, no entanto, pode ser obtida se utilizarmos um condutor externo ligando a região onde ocorre a oxidação com a região onde ocorre a redução.

Esse procedimento foi utilizado pela primeira vez em 1800 pelo cientista italiano Alessandro Volta (1745-1827), que construiu a primeira pilha elétrica. Essa pilha era constituída por um conjunto de placas metálicas de zinco e cobre, colocadas alternadamente e separadas por algodão embebido em uma solução eletrolítica, ou seja, que conduz corrente elétrica. Cada uma das placas metálicas foi chamada de **eletrodo** (do grego: "percurso elétrico").

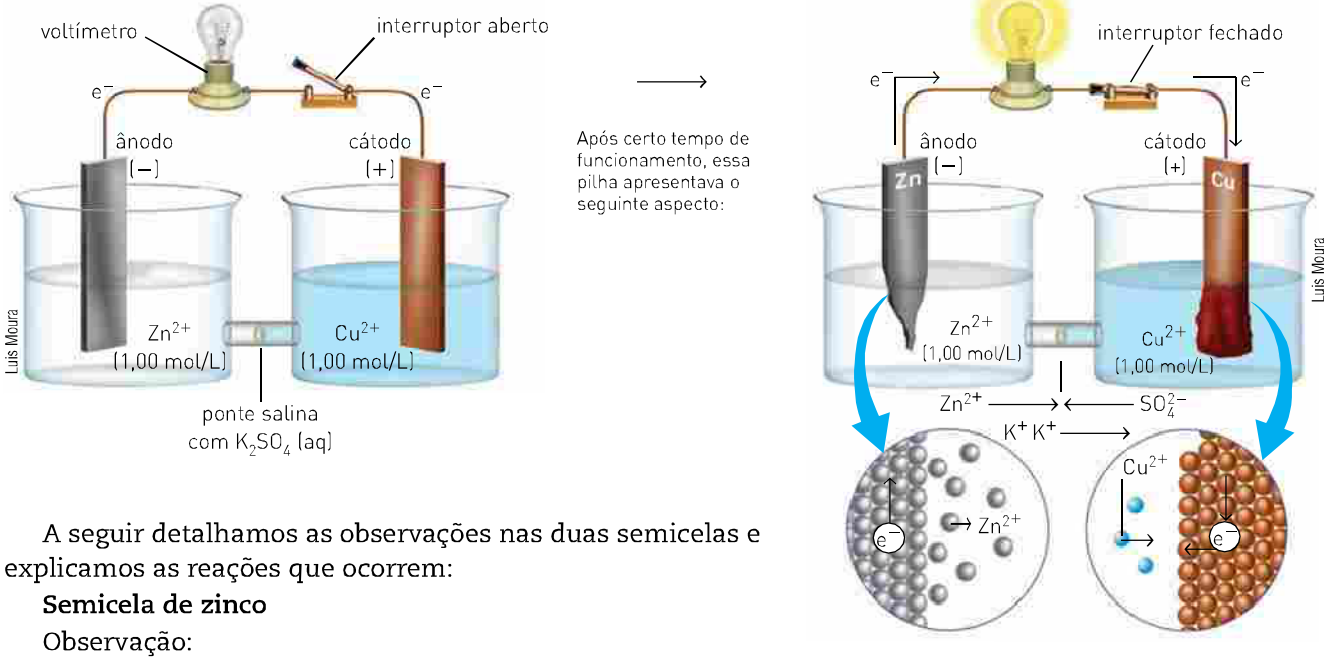
Letters Studio

Cada conjunto formado por um disco de zinco, algodão embebido em salmoura e um disco de cobre constitui uma célula galvânica.

Essa descoberta foi aperfeiçoada em 1836 por John Frederic Daniell (1790-1845), que dividiu a cela eletrolítica de sua pilha em duas partes (duas semicelas):



Na pilha de Daniell, os dois eletrodos metálicos são unidos externamente por um fio condutor, e as duas semicelas são unidas por uma ponte salina, contendo uma solução saturada de K_2SO_4 (aq). Inicialmente, o sistema apresentava o aspecto da representação abaixo à esquerda. O fluxo de elétrons pelo fio condutor externo é o responsável por manter a lâmpada acesa.



A seguir detalhamos as observações nas duas semicelas e explicamos as reações que ocorrem:

Semicela de zinco

Observação:

- corrosão do eletrodo de zinco. Esse fato pode ser explicado pela semirreação de oxidação:

$$\underset{\text{lâmina}}{Zn\ (s)} \longrightarrow \underset{\text{solução}}{Zn^{2+}\ (aq)} + 2\ e^-$$

O eletrodo onde ocorre a oxidação é o ânodo.

Semicela de cobre

Observações:

- espessamento do eletrodo de cobre;
- diminuição da intensidade da cor da solução.

Esses dois fatos podem ser explicados pela semirreação de redução:

$$\underset{\text{solução}}{Cu^{2+}\ (aq)} + 2\ e^- \longrightarrow \underset{\text{lâmina}}{Cu\ (s)}$$

O eletrodo onde ocorre a redução é o cátodo.

Pela análise dessas duas semirreações, podemos concluir que os elétrons fluem, no **circuito externo**, do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre, ou seja, **os elétrons, por apresentarem carga negativa, migram para o eletrodo positivo (polo positivo)**, que, nesse caso, é a lâmina de cobre.

Resumindo nossas observações sobre essa pilha:

- **Semicela de zinco**:
  Eletrodo de zinco
  Polo negativo: ânodo
  - $Zn\ (s) \longrightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$
  - o Zn (s) sofre oxidação
  - a massa da barra de zinco diminui

  A concentração de Zn^{2+} (aq) na solução aumenta.
- **Semicela de cobre**:
  Eletrodo de cobre
  Polo positivo: cátodo
  - $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Cu\ (s)$
  - o Cu^{2+} (aq) sofre redução
  - a massa da barra de cobre aumenta

  A concentração de Cu^{2+} (aq) na solução diminui.

A equação global dos processos ocorridos nessa pilha pode ser obtida pela soma das duas semirreações:

ânodo: $Zn\ (s) \longrightarrow Zn^{2+}\ (aq) + \cancel{2\ e^-}$

cátodo: $Cu^{2+}\ (aq) + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow Cu\ (s)$

reação global: $Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \longrightarrow Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$

A representação esquemática recomendada pela IUPAC para essa pilha é:

$$Zn\ (s)\ |\ Zn^{2+}\ (aq)\ (1\ mol/L)\ ||\ Cu^{2+}\ (aq)\ (1\ mol/L)\ |\ Cu\ (s)\ (a\ 25\ °C)$$

Genericamente representam-se pilhas semelhantes a essa da seguinte maneira:

ânodo (onde ocorre a oxidação) | cátodo (onde ocorre a redução)

$$A\ (s)\ |\ A^+\ (aq)\ (1\ mol/L)\ ||\ B^+\ (aq)\ (1\ mol/L)\ |\ B\ (s)\ (a\ 25\ °C)$$

(↑) barra que representa a separação das duas fases (sólida e aquosa)	|| (↑) ponte salina		(↑) barra que representa a separação das duas fases (aquosa e sólida)

> *As condições 25 °C e solução 1 mol/L são consideradas estado padrão, porém podem ser construídas pilhas utilizando-se outras concentrações e em outras temperaturas.*

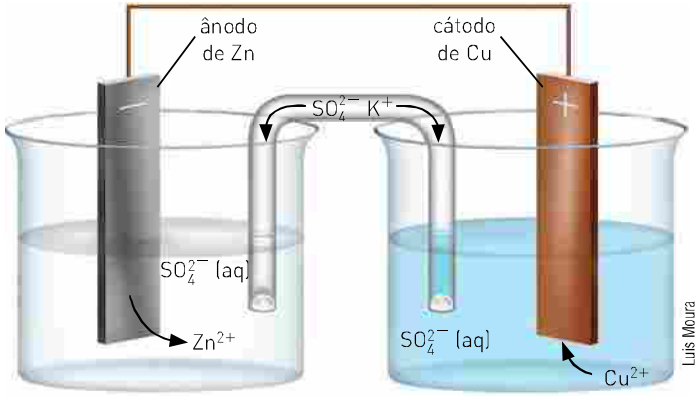
A ponte salina

A finalidade da ponte salina é manter as duas semicelas eletricamente neutras através da migração de íons (corrente iônica).

Na semicela de zinco da pilha de Daniell, devido à oxidação do Zn, a solução passa a apresentar excesso de cargas positivas, Zn^{2+} (aq), o que é neutralizado pela migração dos íons negativos SO_4^{2-} (aq), presentes na ponte salina, e de íons Zn^{2+} (aq), da solução aquosa.

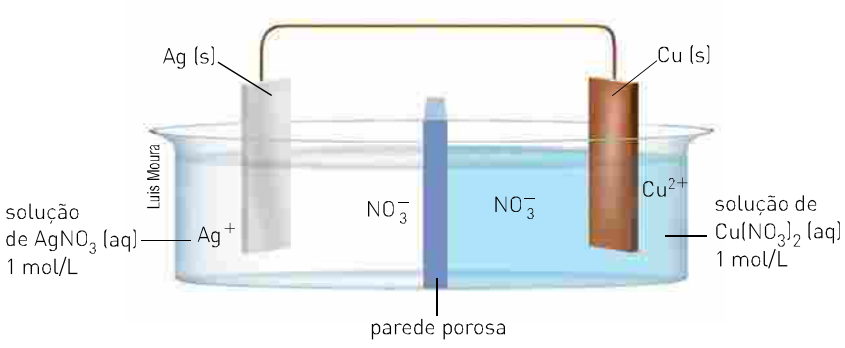
Na semicela de cobre, devido à diminuição de íons Cu^{2+} (aq), a solução passa a apresentar excesso de cargas negativas SO_4^{2-} (aq), o que é neutralizado pela migração de íons positivos K^+ (aq), presentes na ponte salina.

A ponte salina pode ser substituída por uma placa de porcelana porosa.



Vamos agora estudar outra pilha que pode ser representada por:

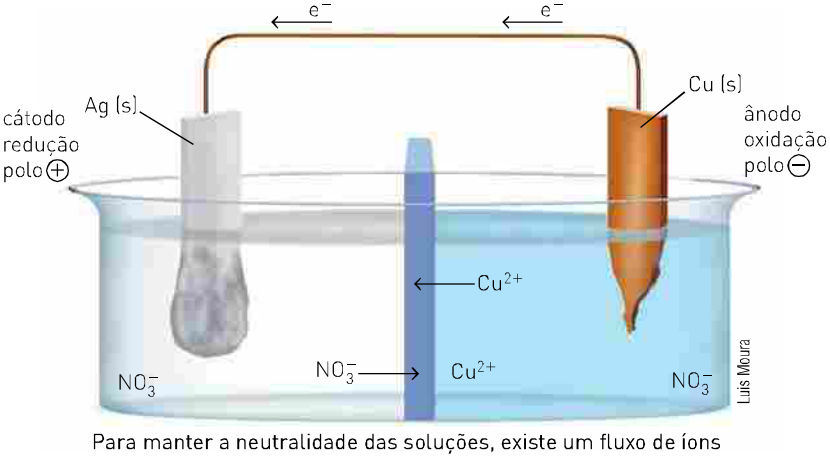
$$Cu\,(s)\,|\,Cu^{2+}\,(aq)\,\|\,Ag^{+}\,(aq)\,|\,Ag\,(s)$$



Pela representação da pilha, podemos concluir que o cobre (Cu) sofre oxidação, e a prata (Ag), redução. Por isso, os elétrons devem fluir, pelo circuito externo, da lâmina de cobre para a de prata.

Oxidação ânodo (polo negativo)	$Cu\,(s) \longrightarrow \underbrace{Cu^{2+}\,(aq)}_{\text{solução}} + 2\,e^-$ barra: diminui a massa solução: aumenta a concentração
Redução cátodo (polo positivo)	$\underbrace{Ag^+\,(aq)}_{\text{solução}} + e^- \longrightarrow \underbrace{Ag\,(s)}_{\text{barra}}$ solução: diminui a concentração barra: aumenta a massa

Após certo tempo, o aspecto da pilha será:



Para manter a neutralidade das soluções, existe um fluxo de íons através da parede porosa.

A representação da reação global da pilha é dada pela soma das semirreações, sempre considerando que o número de elétrons recebidos por uma espécie deve ser igual ao número de elétrons perdidos pela outra:

ânodo: $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + \cancel{2\,e^-}$

cátodo: $2\,Ag^+ + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow 2\,Ag$

reação global: $Cu + 2\,Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,Ag$

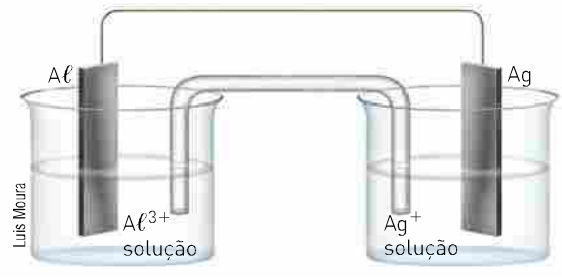
Exercício resolvido

(UFRJ) As manchas escuras que se formam sobre objetos de prata são, geralmente, películas de sulfeto de prata (Ag_2S) formadas na reação da prata com compostos que contêm enxofre e que são encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar a prata, coloca-se o objeto escurecido para ferver em uma panela de alumínio com água e detergente. O detergente retira a gordura da mancha e do alumínio, facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata, com o seu brilho característico.

a) Escreva a equação da reação de "limpeza da prata" referida no texto.

b) Com base no processo de "limpeza da prata" descrito, podemos construir uma pilha de alumínio e prata, de acordo com o esquema ao lado.

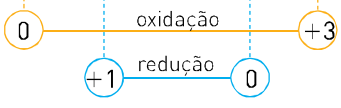
Escreva a semirreação que ocorre no cátodo.



Solução

a) A reação entre o alumínio da panela e o sulfeto de prata, que regenera a prata, é uma reação de oxidorredução. Os íons Ag^+ se transformam em prata metálica (Ag), enquanto o alumínio metálico (Aℓ) se transforma em íons $Aℓ^{3+}$. Os íons sulfeto S^{2-} não se alteram:

$$2\,Aℓ + 3\,Ag_2S \longrightarrow 6\,Ag + 1\,Aℓ_2S_3$$
$$2\,Aℓ + 6\,Ag^+ + \cancel{3\,S^{2-}} \longrightarrow 6\,Ag + 2\,Aℓ^{3+} + \cancel{3\,S^{2-}}$$
$$Aℓ + 3\,Ag^+ \longrightarrow 3\,Ag + Aℓ^{3+}$$



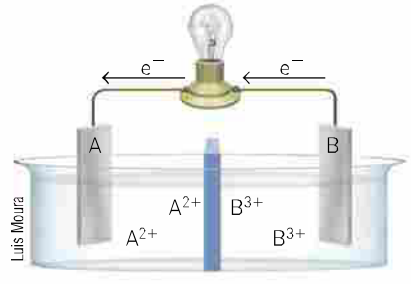
b) Como já vimos, o alumínio sofre oxidação, e a prata, redução. Assim, temos:

Eletrodo de alumínio	Eletrodo de prata
oxidação	**redução**
ânodo	cátodo
polo negativo	polo positivo
$Aℓ \longrightarrow Aℓ^{3+} + 3\,e^-$	$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$

Nessa pilha, o fluxo de elétrons ocorre do eletrodo de alumínio para o de prata.

Exercícios fundamentais

Para responder às questões de **1** a **15**, considere o esquema referente à pilha a seguir.



1. O eletrodo *B* está sofrendo uma oxidação ou uma redução?

2. O eletrodo *B* é denominado cátodo ou ânodo?

3. O eletrodo *B* é o polo positivo ou o negativo?

4. Escreva a semirreação que ocorre no eletrodo *B*.

5. A concentração (quantidade) de íons B^{3+} aumenta ou diminui?

6. Ocorre deposição sobre o eletrodo *B* ou sua corrosão?

7. O eletrodo *A* está sofrendo uma oxidação ou uma redução?

8. O eletrodo *A* é denominado cátodo ou ânodo?

9. O eletrodo *A* é o polo positivo ou o negativo?

10. Escreva a semirreação que ocorre no eletrodo *A*.

11. A concentração (quantidade) de íons A^{2+} aumenta ou diminui?

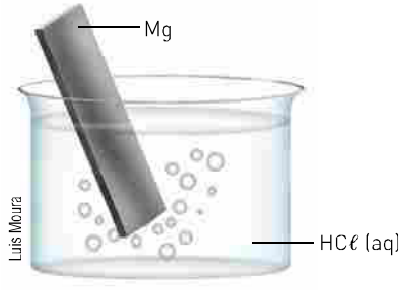
12. Ocorre deposição sobre o eletrodo *A* ou sua corrosão?

13. Escreva a equação que representa a reação global da pilha.

14. Qual é a notação oficial que representa a pilha?

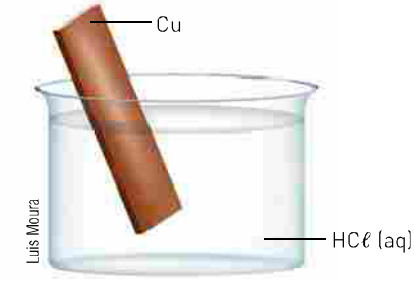
15. A pilha é um processo espontâneo ou não espontâneo?

Observe os seguintes experimentos:



$Mg + 2\,H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2$

O magnésio se oxida (perde elétrons) em presença de íons H^+.



$Cu + H^+ \longrightarrow$ não ocorre reação.

O cobre não se oxida em presença de íons H^+.

Utilizando as informações dadas e o esquema da pilha a seguir, responda às questões de **16** a **25.**

16. Qual metal se oxida?

17. Qual metal se reduz?

18. Qual eletrodo é o ânodo?

19. Qual eletrodo é o cátodo?

20. Indique o sentido dos elétrons.

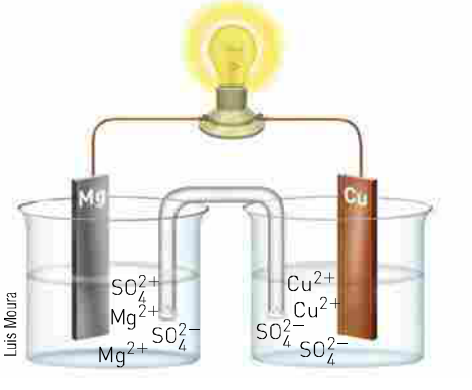
21. Indique os polos + e − .

22. Qual lâmina sofre corrosão?

23. Em qual lâmina ocorre deposição?

24. Escreva as semirreações de oxidação e de redução.

25. Escreva a reação global da pilha.



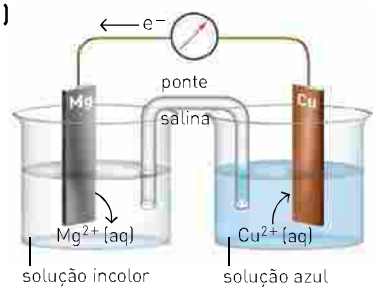
Testando seu conhecimento

1. A reação global de uma pilha é representada pela equação:

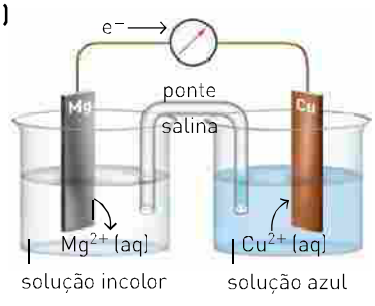
$$Mg\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \longrightarrow Mg^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$$

Assinale a alternativa que representa corretamente o funcionamento dessa pilha.

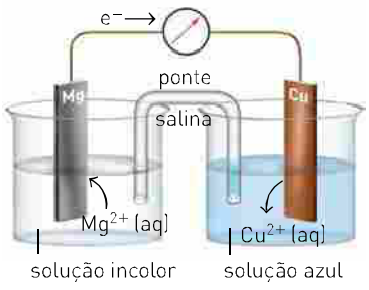
a)



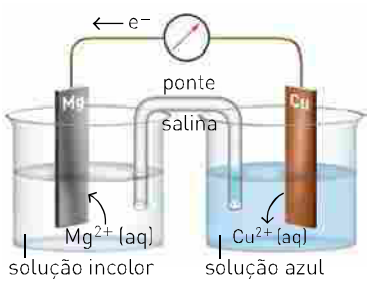
b)



c)



d)



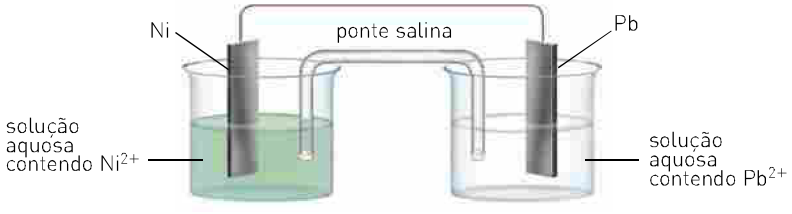
Ilustrações: Luis Moura

2. Em uma pilha constituída de níquel e chumbo ocorrem as seguintes semirreações:

$$Ni\ (s) \longrightarrow Ni^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

$$Pb^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Pb\ (s)$$

Essa pilha pode ser representada por:



Na pilha, representada pela figura, em que ocorre aquela reação global:

a) os cátions devem migrar para o eletrodo de níquel.
b) ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de níquel.
c) ocorre diminuição da massa do eletrodo de níquel.
d) os elétrons migram através da ponte salina do níquel para o chumbo.
e) o eletrodo de chumbo atua como ânodo.

3. A notação abaixo representa uma pilha.

$$Zn\ (s)\ |\ Zn^{2+}\ (aq)\ ||\ Ag^{+}\ (aq)\ |\ Ag\ (s)$$

A respeito dessa pilha, julgue os itens em verdadeiro ou falso.

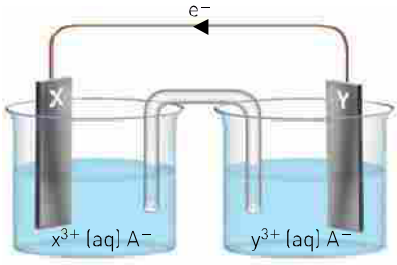
I. O eletrodo de zinco é o ânodo.
II. Os elétrons migram do eletrodo de prata para o eletrodo de zinco.
III. O eletrodo de prata é o polo negativo.
IV. No eletrodo de zinco ocorre oxidação.
V. A solução de Ag^+ tem sua concentração diminuída.

A reação entre uma barra de alumínio metálico e íons Au^{3+} em solução aquosa, produzindo íons $A\ell^{3+}$ e ouro metálico, pode ser utilizada para montar uma pilha. A seu respeito, responda às questões **4** e **5**.

4. Escreva a equação devidamente balanceada da reação mencionada.

5. Veja ao lado um esquema que representa essa pilha.

I. Identifique as espécies químicas representadas por *X* e *Y*.
II. Em qual eletrodo ocorre redução?
III. Qual eletrodo é o polo positivo?
IV. Qual eletrodo é o ânodo?
V. Qual das duas barras terá sua massa aumentada?

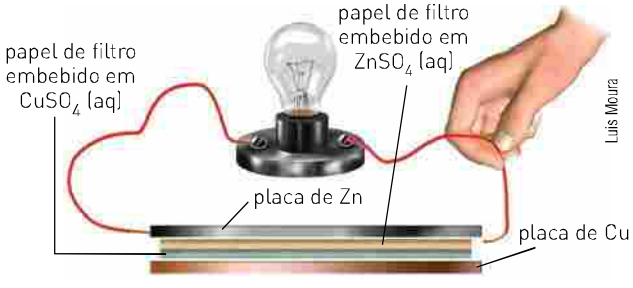


6. (UFPR) As pilhas são importantes produtos na sociedade de hoje. Sobre as pilhas eletroquímicas, indique a alternativa correta.

a) No eletrodo conhecido como cátodo ocorre a semirreação de oxidação.
b) O polo positivo da pilha é cátodo.
c) Para que ocorra reação química nas pilhas é necessário fornecer energia elétrica ao circuito.
d) O fluxo de elétrons pela parte do circuito externo da pilha ocorre do polo positivo para o negativo.
e) Nas pilhas ocorre a eletrólise.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFMG) Na figura, está representado um circuito elétrico formado por uma bateria conectada a uma lâmpada. A bateria é construída com placas de zinco e de cobre, entre as quais são dispostas soluções aquosas de sulfato de zinco e de sulfato de cobre, embebidas em papel de filtro.
Considerando-se o funcionamento dessa bateria, é *incorreto* afirmar que:



a) durante o funcionamento da bateria, energia química é convertida em energia elétrica.
b) durante o funcionamento da bateria, íons são transformados em átomos neutros.
c) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de zinco, a lâmpada não se acenderá.
d) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de cobre, haverá passagem de íons Cu^{2+} pelo fio.

2. (UFRRJ)

> O que é feito com as baterias usadas de celular?
> Quase nada – cerca de 1% – vai para a reciclagem, graças aos poucos consumidores que depositam as baterias usadas nos escassos postos de coleta apropriados.
>
> HAKIME, Raphael. Lixo telefônico. In *Revista Superinteressante*, edição 243, set. 2007.

A qualidade de vida das futuras gerações depende de cuidados que as pessoas devem ter no presente. Um exemplo é a forma como são descartadas as pilhas e baterias. As baterias de celulares são pilhas de níquel-cádmio, que são muito fáceis de serem recarregadas. O ânodo dessa pilha é constituído de cádmio metálico (Cd), o cátodo apresenta óxido de níquel IV (NiO_2) e o eletrólito é uma solução de hidróxido de potássio (KOH).

Dados: $Cd(OH)_2\,(s) + 2\,e^- \rightleftharpoons Cd\,(s) + 2\,OH^-\,(aq)$ $\qquad$ $NiO_2\,(s) + 2\,H_2O + 2\,e^- \rightleftharpoons Ni(OH)_2\,(s) + 2\,OH^-\,(aq)$

a) Quais são os agentes redutor e oxidante existentes nessa pilha?
b) Qual é a reação global dessa pilha?

3. (FGV-SP)

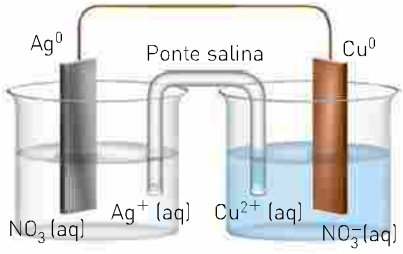
> Baterias de lítio são o principal componente dos mais recentes carros elétricos ou híbridos com motor a gasolina, que já estão em testes em São Paulo.
>
> (*Revista Pesquisa Fapesp*, nº 199. pág. 72. Adaptado)

Sobre o funcionamento da bateria de lítio na geração de energia elétrica, é correto afirmar que no ânodo ocorre a reação de:

a) redução; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é positiva.
b) redução; o polo negativo é o cátodo e a sua ddp é negativa.
c) oxidação; o polo negativo é o cátodo e a sua ddp é positiva.
d) oxidação; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é negativa.
e) oxidação; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é positiva.

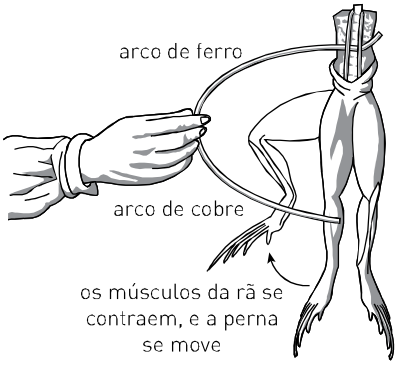
4. Considere a seguinte pilha: $Cu^0 \mid Cu^{2+} \parallel Ag^+ \mid Ag^0$.
Sabendo que o cobre cede elétrons espontaneamente aos íons Ag^+, é correto afirmar que:

a) a concentração de íons Ag^+ na solução diminui.
b) a prata é o agente redutor.
c) o íon Cu^{2+} sofre oxidação.
d) o eletrodo negativo ou ânodo terá a sua massa aumentada.
e) o fluxo de elétrons é: $Ag^+ \longrightarrow Ag^0$.



5. (Fuvest-SP) Na década de 1780, o médico italiano Luigi Galvani realizou algumas observações, utilizando rãs recentemente dissecadas. Em um dos experimentos, Galvani tocou dois pontos da musculatura de uma rã com dois arcos de metais diferentes, que estavam em contato entre si, observando uma contração dos músculos, conforme mostra a figura ao lado:
Interpretando essa observação com os conhecimentos atuais, pode-se dizer que as pernas da rã continham soluções diluídas de sais. Pode-se, também, fazer uma analogia entre o fenômeno observado e o funcionamento de uma pilha. Considerando essas informações, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Devido à diferença de potencial entre os dois metais, que estão em contato entre si e em contato com a solução salina da perna da rã, surge uma corrente elétrica.
II. Nos metais, a corrente elétrica consiste em um fluxo de elétrons.
III. Nos músculos da rã, há um fluxo de íons associado ao movimento de contração.



Está correto o que se afirma em:
a) I, apenas. **b)** III, apenas. **c)** I e II, apenas. **d)** II e III, apenas. **e)** I, II e III.

6. (UFPE) Uma pilha de uso comercial é baseada na reação de óxido de prata (Ag_2O) com um ânodo de zinco, produzindo prata metálica e óxido de zinco (ZnO). Esta pilha funciona em meio alcalino, e apresenta as seguintes características:

( ) na reação da pilha, o Ag_2O recebe elétrons.
( ) o zinco atua como agente oxidante.
( ) a prata tem seu estado de oxidação decrescido de 2 unidades.
( ) para cada mol de óxido de prata consumido, também são consumidos 2 mols de zinco.
( ) no óxido de zinco, o estado de oxidação do zinco é +1.

QUÍMICA E ELETRICIDADE

As primeiras pilhas

Por volta de 1780, o anatomista italiano Luigi Galvani (1737-1798) observou que os músculos da coxa de rãs recentemente dissecadas sofriam contrações quando em contato simultâneo com dois metais diferentes. Galvani concluiu que o fenômeno estava associado à presença de eletricidade, originária dos músculos (os metais serviam de condutores). Já o físico italiano Alessandro Volta interpretou o mesmo fato de maneira diferente. Ele julgou que a eletricidade tinha sua origem nos metais e, a partir disso, começou a realizar uma série de experimentos usando pares de diferentes metais. Os resultados desses experimentos logo comprovaram que ele tinha razão.

Em seus experimentos, Volta colocava um "condutor úmido" (solução aquosa salina) entre dois "condutores secos" (geralmente metais), ligando-os com um fio condutor. Assim, ele descobriu que se estabelece, segundo a força predominante, à direita ou à esquerda, uma corrente elétrica, uma circulação desse fluido, que cessa apenas ao se romper o circuito, e se restabelece logo, sempre que o circuito é restabelecido.

Como podemos perceber, Volta já tinha, naquele momento, a ideia da pilha e também notado que o sentido do fluxo da corrente elétrica dependia dos metais que formavam cada par de "condutores secos". Hoje, sabemos que o metal que libera os elétrons sofre oxidação e é aquele que tem o maior potencial de oxidação, ou seja, menor potencial de redução.

Em 1800, em uma carta ao cientista inglês Joseph Banks (1743-1820), Volta relata a construção de sua primeira pilha:

> Coloco horizontalmente, sobre uma mesa ou uma base, um dos discos metálicos — de prata, por exemplo —, e sobre ele disponho um segundo disco de zinco; sobre este coloco um dos discos de flanela embebido em salmoura; depois outro disco de prata, seguido imediatamente por outro de zinco, sobre o qual pouso outra vez um disco umedecido. Continuo então da mesma maneira... até formar, com vários desses estágios, uma coluna tão alta que possa ainda se sustentar a si mesma sem cair.
>
> Carta lida na Sociedade Real de Londres em 26 de junho de 1800 e publicada na revista *Philosophical Transactions*, n. 90, t. II, p. 403-31, 1800.

Sheila Terry/SPL/LatinStock

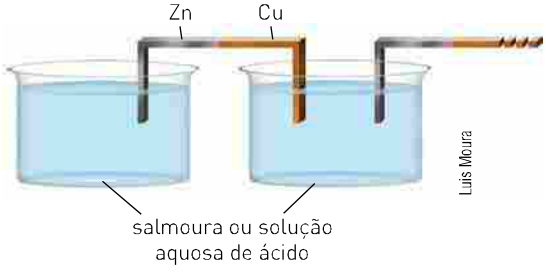
Representação de um dos primeiros modelos de pilha elétrica de zinco e prata.

Os discos terminais eram constituídos por metais diferentes e conectados por um fio condutor.

Volta realizou experimentos usando pares de diferentes metais e verificou que a quantidade de corrente elétrica variava em função dos metais utilizados. Além disso, foi o primeiro a utilizar soluções eletrolíticas entre os eletrodos. Ele criou um dispositivo, denominado coroa de copos, formado por vários copos contendo soluções eletrolíticas, ligados entre si por uma haste metálica cujas extremidades eram compostas de metais diferentes.

SPL/Latinstock

Gravura da coroa de copos de Alessandro Volta (1800).



Esquema da coroa de copos de Volta.

Embora Volta não compreendesse muito bem o papel do condutor líquido, ele percebeu que, quanto maior o número de "estágios" de uma mesma pilha, maior a quantidade de corrente elétrica produzida.

Galvani defendeu seu ponto de vista até o fim de sua vida, o que lhe trouxe vários dissabores. Além de suas discussões com a comunidade científica, ele sofreu muito com a morte de sua esposa e com a perda da posição de professor na Universidade de Bolonha, por ter-se recusado a jurar fidelidade ao governo invasor da Itália, de Napoleão Bonaparte. Galvani morreu na miséria.

Volta, por sua vez, indiferente aos problemas políticos, jurou fidelidade a Napoleão e, em 1801, realizou para ele uma demonstração de sua pilha na Academia de Ciências de Paris, tendo sido agraciado, em seguida, com uma medalha de ouro e com um prêmio de 2 000 escudos de ouro. Em 1810, Volta foi elevado à posição de senador do reino da Itália, com o título de conde.

The Bridgeman Art Library/Grupo Keystone

Alessandro Volta demonstra sua descoberta a Napoleão. Litografia do ano 1901.

Para ir além

1. Justifique por que a corrente elétrica variava em função dos metais utilizados nos discos.
2. Sobre o esquema de Alessandro Volta, responda aos itens abaixo.
   a) Por que Volta intercalava discos úmidos com soluções aquosas salinas entre os discos de metal?
   b) Por que as soluções aquosas salinas são eletrolíticas?

CAPÍTULO 16

Potencial das pilhas

POTENCIAL DE REDUÇÃO E OXIDAÇÃO

Na pilha de Daniell, os eletrodos são de zinco (Zn) e de cobre (Cu). Tanto os íons Zn^{2+} (aq) como os íons Cu^{2+} (aq) têm certa tendência de receber elétrons; porém, os íons Cu^{2+} (aq) são os que sofrem redução.

Podemos concluir, então, que a tendência do Cu^{2+} (aq) em sofrer redução é maior que a do Zn^{2+} (aq).

Assim, dizemos que os íons **Cu^{2+} têm maior potencial de redução (E_{red})**.

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Cu \qquad E_{red}\ Cu^{2+} > E_{red}\ Zn^{2+}$$

Nessa pilha, como os íons Cu^{2+} sofreram redução, o zinco sofrerá oxidação, o que nos permite concluir que ele apresenta maior **potencial de oxidação (E_{oxi})**.

$$Zn\ (s) \longrightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \qquad E_{oxi}\ Zn > E_{oxi}\ Cu$$

Em uma pilha, a espécie que apresenta maior E_{red} sofre redução e, portanto, a outra espécie, de maior E_{oxi}, sofre oxidação.

POTENCIAL DE UMA PILHA

Nas pilhas, os elétrons fluem do eletrodo onde ocorre oxidação (ânodo) para o eletrodo onde ocorre redução (cátodo), através do fio externo. Se colocarmos nesse fio um aparelho denominado **voltímetro**, conseguiremos medir a **força eletromotriz** (**fem** ou **E**) da pilha.

O valor indicado pelo voltímetro, em volts (V), corresponde à força eletromotriz da pilha. Nas pilhas comuns, esse valor aparece indicado na embalagem externa da pilha.

Em Física, a equação característica de um gerador (pilha, bateria etc.) é:

$$U = E - r \cdot i$$

em que:

- U = diferença de potencial elétrico (ddp);
- E = força eletromotriz do gerador;
- r = resistência interna do gerador;
- i = intensidade da corrente elétrica.

Em Química, tratamos as pilhas como geradores ideais, isto é, aqueles cuja resistência interna é considerada desprezível em relação ao circuito elétrico que alimentam.

Assim, para geradores ideais, a equação característica se reduz a:

$$U = E$$

ou seja, a fem da pilha é considerada igual à sua diferença de potencial ou ddp (ΔE).

A diferença de potencial ou ddp (ΔE) de uma pilha depende das espécies químicas envolvidas, das suas concentrações e da tem-

Thinkstock/Getty Images

O voltímetro é utilizado para medir a diferença de potencial entre dois pontos. Ele deve ser posicionado paralelamente ao trecho do circuito cuja tensão elétrica se quer medir. Para não interferir na medição, sua resistência interna deve ser muito maior do que as resistências do circuito.

peratura. Por esse motivo, o ΔE é medido na chamada **condição padrão**, que corresponde a espécies com concentração **1 mol/L** e possíveis gases envolvidos com pressão de **1 bar** a 25 °C. Na condição padrão, a diferença de potencial da pilha será representada por ΔE^0.

O ΔE^0 de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução das espécies envolvidas, e seu cálculo pode ser feito pela equação a seguir:

$$\Delta E^0 = E^0_{red}\,(\text{cátodo}) - E^0_{red}\,(\text{ânodo})$$

A força eletromotriz ou a diferença de potencial (ΔE) depende das semicélulas. Não se consegue medir diretamente o potencial de redução de uma semicélula, por isso tornou-se necessário estabelecer um padrão de referência. O padrão de referência escolhido arbitrariamente foi o eletrodo de hidrogênio, ao qual foi associado um E^0_{red} = zero.

O eletrodo de hidrogênio é formado por um fio de platina (Pt) ligado a uma placa de platina em contato com o gás hidrogênio (H_2), adsorvido sobre a platina, a um 1 bar de pressão e a 25 °C, imerso em uma solução ácida com $[H^+]$ = 1 mol/L.

Quando o fio de platina recebe elétrons provenientes do circuito externo, ele se comporta como cátodo, e na sua superfície os íons H^+ se transformam em H_2 (g).

A equação pode ser representada por:

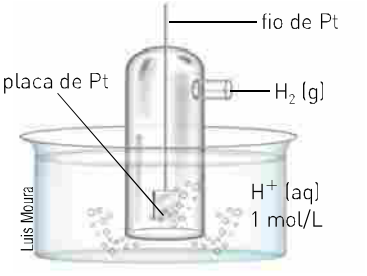
$$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2\,(g)$$

Quando o eletrodo padrão de hidrogênio funciona como ânodo, o gás hidrogênio é oxidado, formando íons H^+ (aq), de acordo com a equação:

$$H_2\,(g) \longrightarrow 2\,H^+\,(aq) + 2\,e^-$$

Vamos agora construir o esquema de algumas pilhas, em que um dos eletrodos será o de hidrogênio, e assim poderemos determinar os E^0 das outras espécies.

> *Os potenciais de redução podem ser encontrados na tabela de potenciais padrão para algumas semicélulas da página 289.*



O eletrodo padrão de hidrogênio é usado como referência para a determinação dos potenciais de outras espécies.

> *A reação global da pilha pode ser obtida igualando o número total de elétrons perdidos e o número total de elétrons recebidos. Depois disso, basta somar as semirreações.*

Pilha de zinco e hidrogênio

Quando um eletrodo padrão de hidrogênio é acoplado a uma semicélula com eletrodo de zinco, ele funciona como cátodo, onde ocorre redução.

O eletrodo de zinco é o ânodo onde ocorre oxidação. Essa semirreação pode ser representada pela equação abaixo.

$$Zn\,(s) \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$$

A semirreação que ocorre no eletrodo de hidrogênio é representada pela equação:

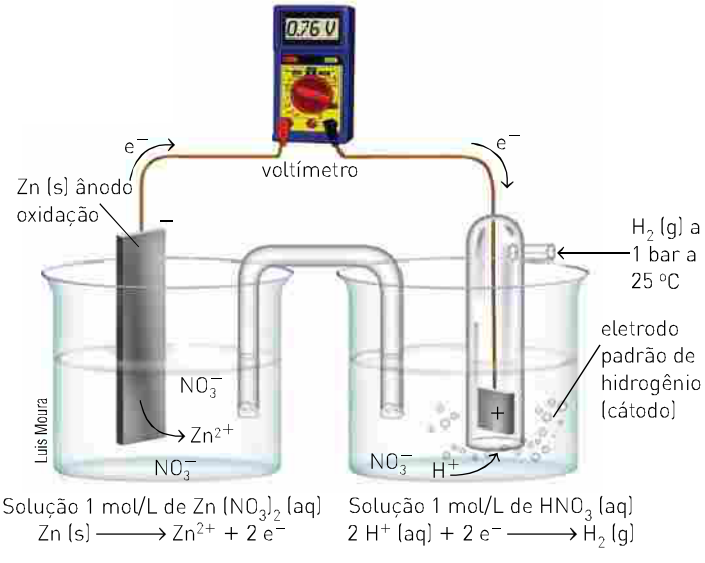
$$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2\,(g)$$

Somando as semirreações, temos:

$$Zn\,(s) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + \cancel{2}\,e^-$$
$$2H^+\,(aq) + \cancel{2}\,e^- \longrightarrow H_2\,(g)$$
$$Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)$$

Essa pilha pode ser representada por:

$$Zn\,(s)\,|\,Zn^{2+}\,(aq)\,||\,H^+\,(g)\,|\,H_2\,(g)\,|\,Pt\,(s)$$



Como o hidrogênio (H^+) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do Zn; aplicando o ΔE^0 indicado pelo voltímetro, temos:

$$\Delta E^0 = \underbrace{E^0_{red}\ \text{cátodo}}_{\text{eletrodo padrão de hidrogênio}} - \underbrace{E^0_{red}\ \text{ânodo}}_{\text{eletrodo de zinco}}$$

$$\Delta E^0 = E^0_{red\ (H^+ \mid H_2)} - E^0_{red\ (Zn^{2+} \mid Zn^0)}$$

$$0{,}76\ V = 0 - E^0_{red\ (Zn^{2+} \mid Zn^0)}$$

$$E^0_{red\ (H^+ \mid H_2)} = -\ 0{,}76\ V$$

Pilha de cobre e hidrogênio

Quando o eletrodo padrão de hidrogênio é acoplado a uma semicélula com eletrodo de cobre, ele funciona como ânodo, onde ocorre oxidação.

O eletrodo de cobre é o cátodo onde ocorre a redução.

A semirreação pode ser representada pela equação:

$$H_2\ (g) \longrightarrow 2\ H^+\ (aq) + 2\ e^-$$

Já a semirreação que ocorre no eletrodo de cobre é representada pela equação abaixo.

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Cu\ (s)$$

A soma das semirreações, portanto, é:

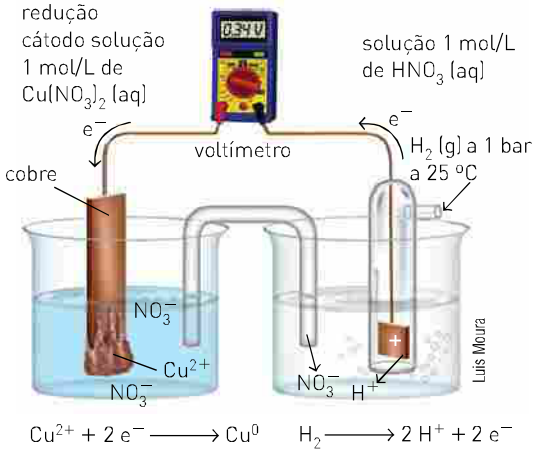
redução: $H_2\ (g) \longrightarrow 2\ H^+\ (aq) + \cancel{2\ e^-}$

oxidação: $Cu^{2+}\ (aq) + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow Cu\ (s)$

reação global: $Cu^{2+}\ (aq) + H_2\ (g) \longrightarrow 2\ H^+\ (aq) + Cu\ (s)$

Essa pilha pode ser representada por:

$$Pt\ (s) \mid H_2\ (g) \mid H^+\ (aq) \parallel Cu^{2+}\ (aq) \mid Cu\ (s)$$



Como o cobre (Cu^{2+}) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do H_2; aplicando o valor de ΔE indicado pelo voltímetro à equação, temos:

$$\Delta E^0 = \underbrace{E^0_{red}\ \text{cátodo}}_{\text{eletrodo de cobre}} - \underbrace{E^0_{red}\ \text{ânodo}}_{\text{eletrodo padrão de hidrogênio}}$$

$$\Delta E^0 = E^0_{red\ (Cu^{2+} \mid Cu^0)} - E^0_{red\ (H^+ \mid H_2)}$$

$$0{,}34\ V = E^0_{red\ (Cu^{2+} \mid Cu^0)} - 0$$

$$E^0_{red\ (Cu^{2+} \mid Cu^0)} = +0{,}34\ V$$

A partir de vários experimentos semelhantes a esses, foram determinados os potenciais de redução de várias espécies químicas.

A tabela a seguir mostra esses potenciais e as semirreações de redução correspondentes.

aumento da força oxidante

POTENCIAIS DE REDUÇÃO (E^0_{red}) COM SOLUÇÃO AQUOSA 1 MOL/L A 25 °C E 1 BAR (EM V)			
$Li^+ (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Li (s)$	−3,05
$K^+ (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$K (s)$	−2,95
$Ba^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ba (s)$	−2,91
$Ca^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ca (s)$	−2,87
$Na^+ (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Na (s)$	−2,71
$Mg^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Mg (s)$	−2,37
$A\ell^{3+} (aq) + 3\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$A\ell (s)$	−1,66
$Ti^{2+} + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	Ti	−1,63
$Mn^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Mn (s)$	−1,18
$Zn^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Zn (s)$	−0,76
$Cr^{3+} (aq) + 3\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Cr (s)$	−0,74
$Fe^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Fe (s)$	−0,45
$Cr^{2+} (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Cr^{2+} (aq)$	−0,41
$Cd^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Cd (s)$	−0,40
$PbSO_4 (s) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Pb (s) + SO_4^{2-} (aq)$	−0,36
$Co^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Co (s)$	−0,28
$Ni^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ni (s)$	−0,26
$Sn^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Sn (s)$	−0,14
$Pb^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Pb (s)$	−0,13
$2\ H^+ (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$H_2 (g)$	0,000
$Sn^{4+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Sn^{2+} (aq)$	+0,15
$SO_4^{2-} (aq) + 4\ H^+ (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$SO_2 (g) + 2\ H_2O$	+0,15
$Cu^{2+} (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Cu^+ (aq)$	+0,15
$Cu^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Cu (s)$	+0,34
$Cu^+ (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Cu (s)$	+0,52
$I_2 (s) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\ I^- (aq)$	+0,53
$Fe^{3+} (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Fe^{2+} (aq)$	+0,77
$Ag^+ (aq) + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ag (s)$	+0,80
$2\ Hg^{2+} (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Hg_2^{2+} (aq)$	+0,80
$Br_2 (\ell) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\ Br^- (aq)$	+1,07
$O_2 (g) + 4\ H^+ (aq) + 4\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\ H_2O$	+1,23
$MnO_2 (s) + 4\ H^+ (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Mn^{2+} (aq) + 2\ H_2O$	+1,23
$Cr_2O_7^{2-} (aq) + 14\ H^+ (aq) + 6\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\ Cr^{3+} (aq) + 7\ H_2O$	+1,33
$C\ell_2 (g) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\ C\ell^- (aq)$	+1,36
$Au^{3+} (aq) + 3\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Au (s)$	+1,40
$MnO_4^- (aq) + 8\ H^+ (aq) + 5\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Mn^{2+} (aq) + 4\ H_2O$	+1,51
$PbO_2 (s) + SO_4^{2-} (aq) + 4\ H^+ (aq) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$PbSO_4 (s) + 2\ H_2O$	+1,45
$Co^{3+} (aq)\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$Co^{2+} (aq)$	+1,92
$F_2 (g) + 2\ e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\ F^- (aq)$	+2,87

aumento da força redutora

Fonte: Gilbert, Thomas R. et al. Chemistry: The science in context. 2. ed. New York: W. W. Norton & Company, Inc., 2009. p. A 26-27.

Força de oxidantes e redutores

Pela análise da tabela, podemos perceber que o Li^+ (aq) apresenta o menor potencial de redução ($E^0 = -3{,}05$ V) e que o F_2 (g) apresenta o maior potencial de redução ($E^0 = +2{,}87$ V).

$$Li^+ (aq) + e^- \underset{\text{redução}}{\rightleftharpoons} Li (s) \qquad E^0_{red} = -3{,}05 \text{ V}$$

$$F_2 (g) + 2\,e^- \underset{\text{redução}}{\rightleftharpoons} 2\,F^- (aq) \qquad E^0_{red} = +2{,}87 \text{ V}$$

Note que o F_2 (g) apresenta o maior potencial de redução, o que nos permite concluir que o F_2 (g) apresenta a maior tendência em receber elétrons, isto é, se reduzir e, portanto, é o **melhor agente oxidante**.

Como a redução é um processo inverso à oxidação, quanto maior o E^0_{red} de uma espécie, menor será sua facilidade em sofrer oxidação, ou seja, quanto maior o E_{red}, menor será o E_{oxi}.

O E_{oxi} é numericamente igual ao E_{red}; porém, com sinal contrário.

$$Li^+ (aq) + e^- \underset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons} Li (s) \qquad E^0_{red} = -3{,}05 \text{ V} \qquad E^0_{oxi} = +3{,}05 \text{ V}$$

$$F_2 (g) + 2\,e^- \underset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons} 2\,F^- (aq) \qquad E^0_{red} = +2{,}87 \text{ V} \qquad E^0_{red} = -2{,}87 \text{ V}$$

Note que o Li (s) apresenta o maior potencial de oxidação, o que nos permite concluir que o Li (s) apresenta a maior tendência em perder elétrons, isto é, se oxidar e, portanto, ele é o **melhor agente redutor**.

Cálculo da voltagem (ΔE^0) das pilhas

O cálculo da diferença de potencial de uma pilha (ΔE) pode ser feito conhecendo-se os potenciais padrão de redução.

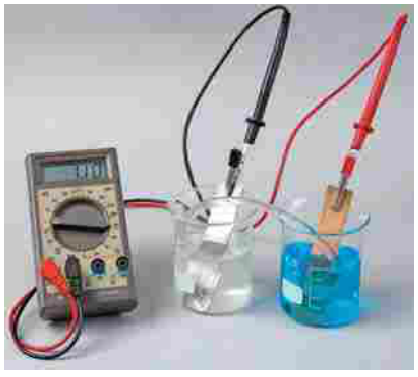
Vamos calcular o ΔE^0 de uma pilha de Zn – Cu, conhecendo-se os potenciais de redução.

$$E_{red\ (Cu^{2+}|\,Cu)} = +0{,}34 \text{ V}$$

$$E_{red\ (Zn^{2+}|\,Zn)} = -0{,}76 \text{ V}$$

Como já vimos, o ΔE^0 pode ser calculado pela expressão

$\Delta E^0 = E_{cátodo}$	$- E_{ânodo}$
$\Delta E^0 = E_{espécie\ que\ se\ reduz}$	$- E_{espécie\ que\ se\ oxida}$
$\Delta E^0 = E_{espécie\ de\ maior\ potencial\ de\ redução}$	$- E_{espécie\ de\ menor\ potencial\ de\ redução}$
$\Delta E^0 = (+0{,}34\text{ V})$	$- (-0{,}76\text{ V})$
$\Delta E^0 = +1{,}10\text{ V}$	



Sérgio Dotta Jr./The Next

Pilha de Zn e Cu.

As reações envolvidas nessa pilha podem ser representadas pelas seguintes equações:

semirreações

$$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu\,(s)$$

$$Zn\,(aq) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$$

reação global: $Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \longrightarrow Cu\,(s) + Zn^{2+}\,(aq)$

Veja outro exemplo, uma pilha de $A\ell$ e Ag.

$$E_{red\ (Ag^+ | Ag)} = +0{,}80\ V$$

$$E_{red\ (A\ell^{3+} | A\ell)} = -1{,}66\ V$$

Observando os potenciais, podemos perceber que a prata, por apresentar o maior potencial de redução, se reduz, e o eletrodo de **prata** será o **cátodo**.

O **alumínio**, por apresentar o menor potencial de redução, se oxida e constitui o **ânodo**.

$$\Delta E^0 = E_{red}\ \text{cátodo} - E_{red}\ \text{ânodo}$$

$$\Delta E^0 = (+0{,}80\ V) - (-1{,}66\ V)$$

$$\Delta E^0 = +2{,}46\ V$$

Observando os dois exemplos nos quais foram calculados os ΔE^0 das pilhas, verificamos que ambos apresentam um $\Delta E^0 > 0$, o que caracteriza a espontaneidade de uma reação.

O $\Delta E^0 > 0$ caracteriza o funcionamento espontâneo de uma pilha.

As semirreações dessas pilhas podem ser representadas por:

- semirreação de redução: $Ag^+\,(aq) + 1\,e^- \longrightarrow Ag\,(s)$
- semirreação de oxidação: $A\ell\,(s) \longrightarrow A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,e^-$

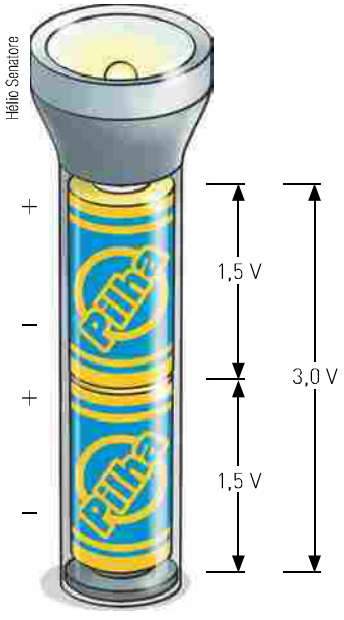
A equação global da pilha pode ser obtida pelo uso de coeficientes que igualem o número de elétrons cedidos e recebidos nas semirreações:

$$3\,Ag^+\,(aq) + \cancel{3\,e^-} \longrightarrow 3\,Ag\,(s)$$

$$A\ell\,(s) \longrightarrow A\ell^{3+}\,(aq) + \cancel{3\,e^-}$$

$$A\ell\,(s) + 3\,Ag^+\,(aq) \longrightarrow 3\,Ag\,(s) + A\ell^{3+}\,(aq)$$

Note que os valores dos E^0 não dependem do número de mol das espécies envolvidas e são sempre constantes nas condições padrão para cada espécie.



Quando pilhas são ligadas em série, a força eletromotriz total corresponde à soma de cada força eletromotriz.

Exercícios resolvidos

1. (UFRJ) Um experimento utilizado no estudo de eletroquímica consiste em empilhar uma placa de cobre e uma placa de zinco, e duas placas de feltro, uma embebida em solução padrão de sulfato de cobre, e outra em solução padrão de sulfato de zinco. Esse experimento tem o objetivo de produzir energia para acender uma lâmpada de baixa voltagem.

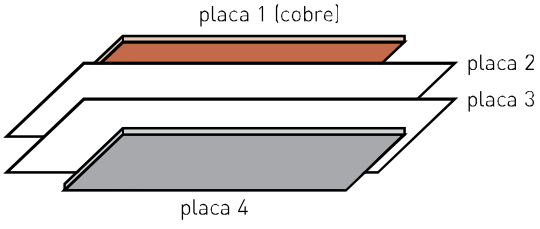
Potenciais padrão de redução:

$$Cu^{+2}/Cu^0 \quad E^0 = +0{,}34\ V$$

$$Zn^{+2}/Zn^0 \quad E^0 = -0{,}76\ V$$

Com base no esquema apresentado a seguir, responda aos seguintes itens:

Esquema de montagem da pilha



I. Indique a sequência de montagem da pilha, identificando as placas 2, 3 e 4.
II. Escreva em seu caderno a equação da semirreação correspondente ao eletrodo formado pela placa onde ocorre depósito metálico.
III. Identifique a placa onde será conectada a extremidade do fio correspondente ao polo positivo da pilha.
IV. Identifique a placa de feltro contendo a solução onde ocorre aumento da concentração de íons positivos.
V. Calcule a ddp da pilha.

Solução

I. As placas 1 e 4 devem ser os metais. Como a placa 1 é de cobre (Cu), a placa 4 deverá ser de zinco (Zn).
A placa 2 pode ser um feltro embebido em uma solução de sulfato de cobre ($CuSO_4$).
A placa 3 pode ser um feltro embebido em solução de sulfato de zinco ($ZnSO_4$).

II. Para ocorrer uma deposição, os íons da solução devem sofrer uma redução, e isso ocorre com aqueles que apresentam maior potencial de redução. No caso, com os íons Cu^{2+}:

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$$

III. O polo + é o local para onde migram os elétrons, ou seja, em que ocorre a redução (cátodo). No caso, é a placa de cobre (1).

IV. Ocorre um aumento na concentração de íons na placa de feltro que está em contato com a placa do metal onde ocorre a oxidação.
Como há oxidação na placa de Zn (4), a placa de feltro (3) terá sua concentração de íons Zn^{2+} aumentada.

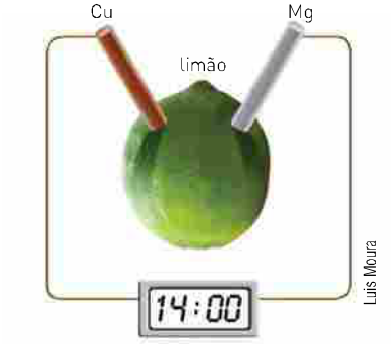
V. A ddp pode ser calculada pela expressão:

$$\Delta E = \left(E_{red_{maior}}\right) - \left(E_{red_{maior}}\right)$$

$$\Delta E = \left(+0{,}34\right) - \left(-0{,}76\right)$$

$$\Delta E = 1{,}10\ V$$

2. (Vunesp-SP) Pode-se montar um circuito elétrico com um limão, uma fita de magnésio, um pedaço de fio de cobre e um relógio digital, como mostrado na figura.



O suco ácido do limão faz o contato entre a fita de magnésio e o fio de cobre, e a corrente elétrica produzida é capaz de acionar o relógio.

Dados:

$Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg\ (s) \quad E^0 = -2{,}37\ V$

$2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g) \quad E^0 = 0{,}00\ V$

$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s) \quad E^0 = +0{,}34\ V$

Com respeito a esse circuito, pode-se afirmar que:

a) se o fio de cobre for substituído por um eletrodo condutor de grafite, o relógio não funcionará.
b) no eletrodo de magnésio ocorre a semirreação $Mg\ (s) \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$.
c) no eletrodo de cobre ocorre a semirreação $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$.
d) o fluxo de elétrons pelo circuito é proveniente do eletrodo de cobre.
e) a reação global que ocorre na pilha é $Cu^{2+} + Mg\ (s) \rightarrow Cu\ (s) + Mg^{2+}$.

Solução

Analisando os potenciais, percebemos que o Mg^{2+} apresenta o menor E^0_{red}, logo devemos concluir que o Mg (s) deverá se oxidar.

$$Mg\ (s) \rightarrow Mg^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

Os elétrons fluem do eletrodo de magnésio para o eletrodo de cobre.
No suco ácido de limão existem íons H^+ que não recebem elétrons e se reduzem:

$$2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g)$$

note que o eletrodo de cobre não participa da reação.
A reação global será:

$$Mg\ (s) + 2\ H^+\ (aq) \rightarrow Mg^{2+}\ (aq) + H_2\ (g)$$

Resposta: *b*.

3. (Cefet-CE) Uma pilha, formada pelos eletrodos de Fe/Fe^{2+} (uma lâmina de ferro em contato com uma solução de íons Fe^{2+}) e Cu/Cu^{2+} (uma lâmina de cobre em contato com uma solução de íons Cu^{2+}), apresenta E^0_{pil} de 0,78 V.

Sabendo-se que $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu\ (s)$, $E^0 = +0{,}34$ V e que a lâmina de ferro se dissolve, o potencial padrão de redução do eletrodo Fe/Fe^{2+} é:

a) 0,44 V **b)** 1,12 V **c)** −0,44 V **d)** −1,22 V **e)** 0,56 V

Solução

Com essas informações devemos concluir:

- a lâmina de ferro se dissolve

$$Fe\ (s) \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$$

como o ferro (Fe (s)) se oxidou, ele deve apresentar maior potencial de oxidação.

$$\Delta E^0 = E^0_{red}\text{ da espécie que se reduz} - E^0_{red}\text{ da espécie que se oxida}$$

$$\Delta E^0 = E^0_{menor\ red} - E^0_{menor\ red}$$

$$0{,}78\ V = (+0{,}34\ V) - \left(E^0_{red\ Fe^{2+}}\right)$$

$$E^0_{red\ Fe^{2+}} = -0{,}44\ V$$

Resposta: *c*.

Exercícios fundamentais

Conhecendo os potenciais

$$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Fe \qquad -0{,}45\ volts$$

$$Co^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Co \qquad -0{,}28\ volts$$

responda às questões de **1** a **7**.

1. Os potenciais indicados são de oxidação ou de redução?

2. Dê os valores dos potenciais:

$$Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2\ e^- \qquad E = ?$$

$$Co \rightleftharpoons Co^{2+} + 2\ e^- \qquad E = ?$$

3. Qual das espécies — Fe, Fe^{2+}, Co e Co^{2+} — apresenta maior tendência em perder elétrons, ou seja, tem maior potencial de oxidação?

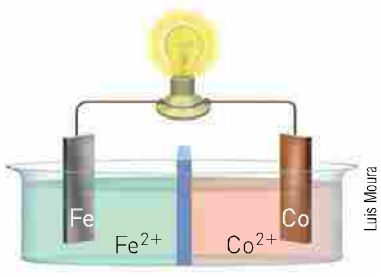
4. Qual das espécies — Fe, Fe^{2+}, Co e Co^{2+} — apresenta maior tendência em ganhar elétrons, ou seja, tem maior potencial de redução?

5. Sabendo que a espécie que perde elétrons com maior facilidade apresenta maior potencial de oxidação, podemos afirmar que ela é o melhor agente oxidante ou redutor? Indique qual é essa espécie.

6. A espécie que ganha elétrons com maior facilidade (isto é, que tem maior potencial de redução) é o melhor agente oxidante ou o melhor redutor?

7. Considere a pilha ao lado e responda aos itens a seguir.

I. Indique o sentido dos elétrons.
II. Indique os polos positivo e negativo.
III. Qual eletrodo é o cátodo?
IV. Qual eletrodo é o ânodo?
V. Escreva em seu caderno as semirreações.
VI. Escreva em seu caderno a reação global.
VII. Calcule a força eletromotriz dessa pilha.

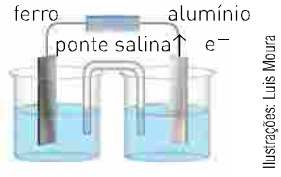


Testando seu conhecimento

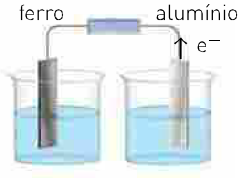
1. (PUC-MG – adaptado) Uma pilha foi elaborada a partir das associações:

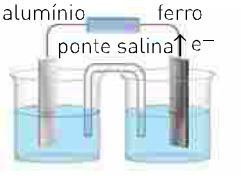
$$Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Fe\,(s) \quad E^0_{red} = -0{,}45\ V$$
$$A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \rightarrow A\ell\,(s) \quad E^0_{red} = -1{,}66\ V$$

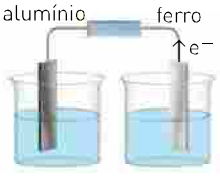
Qual das montagens a seguir representa *corretamente* a pilha funcionando?

a)


Ilustrações: Luis Moura

b)


c)


d)


2. (PUC-MG) Observe as semirreações a seguir.

$$C\ell_2\,(g) + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,C\ell^-\,(aq)\ E^0 = +1{,}36\ V$$
$$Fe^{3+}\,(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}\,(aq)\ E^0 = +0{,}77\ V$$

O potencial padrão da reação

$2\,Fe^{2+}\,(aq) + C\ell_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,Fe^{3+}\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq)$ será:

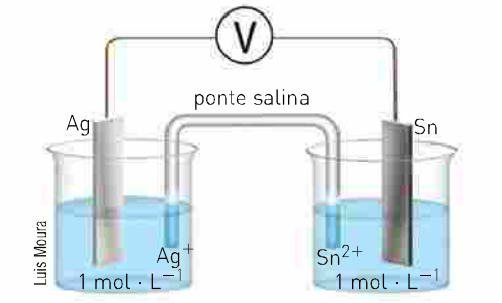
a) +0,08 V **b)** −0,08 V **c)** +0,59 V **d)** −0,59 V

3. (UEG-GO) Uma solução de 1 mol · L^{-1} de $Cu(NO_3)_2$ é colocada em uma proveta com uma lâmina de cobre metálico. Outra solução de 1 mol · L^{-1} de $SnSO_4$ é colocada em uma segunda proveta com uma lâmina de estanho metálico. Os dois eletrodos metálicos são conectados por fios a um voltímetro, enquanto as duas provetas são conectadas por uma ponte salina.
Considerando os potenciais padrão de redução listados a seguir, responda ao que se pede.

$$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s) \quad E^0 = +0{,}337\ V$$
$$Sn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Sn\,(s) \quad E^0 = -0{,}140\ V$$

a) Dê o potencial registrado no voltímetro, justificando sua resposta.
b) Escreva em seu caderno a equação que representa o processo que ocorre nesse sistema e, em seguida, aponte o eletrodo que ganhará e aquele que perderá massa no decorrer da reação.

4. (UFRGS-RS) Na célula ao lado, as duas semirreações e seus respectivos potenciais padrão de redução são os seguintes:



$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag \quad E^0 = +0{,}80\ V$

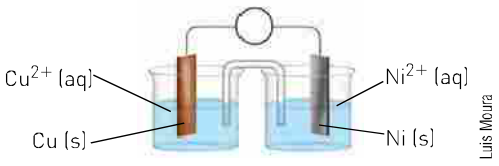
$Sn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Sn \quad E^0 = -0{,}14\ V$

A força eletromotriz dessa célula, expressa em volts, será aproximadamente igual a:

a) 0,14 **c)** 0,80 **e)** 1,46

b) 0,66 **d)** 0,94

5. (PUC-RJ) Considere a célula eletroquímica a seguir e os potenciais das semirreações.



$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s) \quad E^0 = +0{,}34\ V$

$Ni^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni\ (s) \quad E^0 = -0{,}26\ V$

Sobre o funcionamento da pilha, e fazendo uso dos potenciais dados, é *incorreto* afirmar que:

a) os elétrons caminham espontaneamente, pelo fio metálico, do eletrodo de níquel para o de cobre.

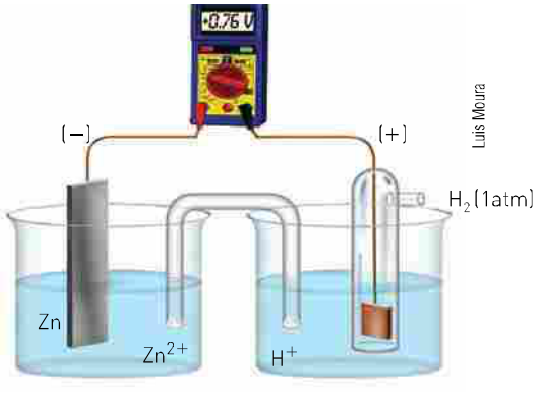
b) a ponte salina é fonte de íons para as meias-pilhas.

c) no ânodo ocorre a semirreação $Ni\ (s) \rightarrow Ni^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$.

d) no cátodo ocorre a semirreação $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$.

e) a reação espontânea que ocorre na pilha é: $Cu\ (s) + Ni^{2+}\ (aq) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + Ni\ (s)$.

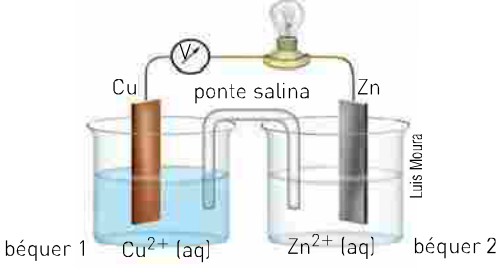
6. (Unifesp) A figura apresenta uma célula voltaica utilizada para medida de potencial de redução a 25 °C. O eletrodo padrão de hidrogênio tem potencial de redução igual a zero. A concentração das soluções de íons H^+ e Zn^{2+} é de 1,00 mol/L.
Utilizando, separadamente, placas de níquel e de cobre e suas soluções Ni^{2+} e Cu^{2+}, verificou-se que Ni e Cu apresentam potenciais padrão de redução respectivamente iguais a −0,25 V e +0,34 V.



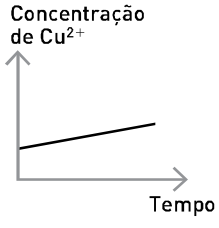
a) Escreva em seu caderno as equações de redução, oxidação e global e determine o valor do potencial padrão de redução do Zn.

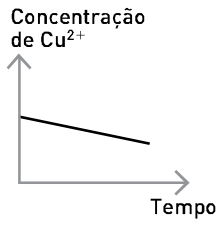
b) Para a pilha de Ni e Cu, calcule a ddp (diferença de potencial) e indique o eletrodo positivo.

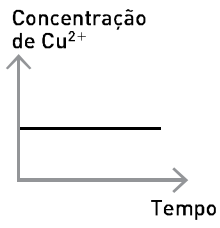
7. (PUC-MG) Indique a alternativa que representa qualitativamente a evolução da concentração de Cu^{2+}, no béquer 1, nos minutos iniciais de funcionamento dessa pilha.

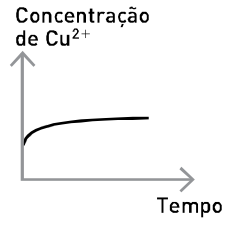


Potenciais padrão de redução, em solução a 298 K	
Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu
−0,76 V	+0,34 V

a)


b)


c)


d)


8. (UnB-DF) Formada a cárie, o organismo humano não é capaz de restaurar o tecido lesado. As restaurações de dentes são feitas basicamente por dois tipos de material, os amálgamas e as resinas poliméricas. Os amálgamas odontológicos são feitos de ligas metálicas Ag-Sn-Cu-Zn-Hg e são considerados bons materiais por suas propriedades físico-químicas. As restaurações de amálgama, porém, apresentam duas desvantagens: a cor e o efeito de dor, causado quando acidentalmente se morde uma colher de alumínio ou um pedaço de papel-alumínio, onde existe uma obturação metálica. A dor é causada por uma corrente galvânica que pode chegar a até 30 μA. A seguir, são fornecidos os potenciais padrão de redução (E^0) de algumas semirreações.

$A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ e^- \rightarrow A\ell\ (s)$ $\quad E^0 = -1{,}66\ V$

$Sn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn\ (s)$ $\quad E^0 = -0{,}14\ V$

$2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g)$ $\quad E^0 = 0{,}00\ V$

$Hg^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Hg\ (\ell)$ $\quad E^0 = 0{,}79\ V$

$Ag^+\ (aq) + e^- \rightarrow Ag\ (s)$ $\quad E^0 = 0{,}80\ V$

Considerando os potenciais de redução fornecidos e as informações do texto, julgue os itens seguintes.

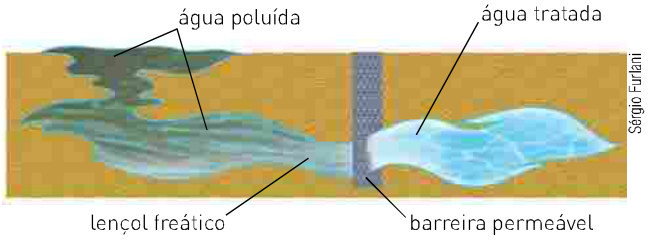
I. O estanho apresenta menor resistência a ácidos que o mercúrio e a prata.

II. A corrente galvânica citada é uma corrente de elétrons produzida por oxidação do amálgama e redução do alumínio no meio eletrolítico, que é a saliva.

III. A dor mencionada no texto resulta da passagem da corrente elétrica pelo amálgama — um bom condutor elétrico — para o nervo do dente.

IV. Os amálgamas são feitos com metais de raios atômicos iguais ao do átomo de mercúrio.

9. (UFPR) Águas contaminadas podem infiltrar-se na terra e chegar até os lençóis freáticos, contaminando-os. O aproveitamento dessas águas subterrâneas exige a aplicação de processos de descontaminação. Um desses processos consiste em construir uma barreira permeável (figura abaixo) que contém ferro metálico granulado. Quando a água flui através da barreira, o ferro reage com alguns poluentes, sobretudo com compostos orgânicos halogenados.



Considere como exemplo a contaminação da água com o tetracloreto de carbono. As equações i e ii, a seguir, representam as transformações químicas que ocorrem com o tetracloreto de carbono sob a ação do ferro metálico.

i. $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$ $\quad E^0 = 0{,}44\ V$

ii. $CC\ell_4 + H^+ + 2\ e^- \rightarrow CHC\ell_3 + C\ell^-$ $\quad E^0 = 0{,}67\ V$

O clorofórmio produzido não é degradado pelo ferro metálico, mas é mais facilmente biodegradado em comparação com o tetracloreto de carbono. Os íons de ferro produzidos e presentes na água tratada são eliminados por processos posteriores.

Eletronegatividades: C = 2,5; H = 2,1; $C\ell$ = 3,0.

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

I. A equação ii representa a reação de oxidação.

II. Com base nas equações i e ii, a reação de oxirredução total é representada pela equação:
$CC\ell_4 + H^+ + Fe \rightarrow CHC\ell_3 + C\ell^- + Fe^{2+}$
$E^0 = 1{,}11\ V$

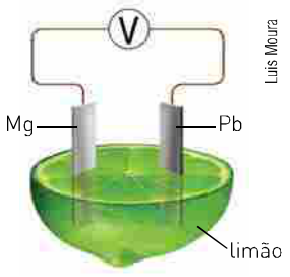
III. O agente oxidante é o tetracloreto de carbono.

IV. O estado de oxidação do carbono, no tetracloreto de carbono, é −4.

V. Durante a reação o hidrogênio é reduzido.

VI. O fato de as eletronegatividades do carbono e do cloro serem diferentes permite concluir que a molécula de $CC\ell_4$ é polar.

10. (UFPR) Considere a seguinte célula galvânica.



Luis Moura

Dados: $Mg^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Mg(s)$ $E^0 = -2{,}37\ V$

$Pb^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Pb(s)$ $E^0 = -0{,}13\ V$

$2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2(g)$ $E^0 = 0{,}00\ V$

Sobre essa célula, indique a alternativa *incorreta*.

a) A placa de magnésio é o polo positivo.
b) O suco de limão é a solução eletrolítica.
c) Os elétrons fluem da placa de magnésio para a placa de chumbo através do circuito externo.
d) A barra de chumbo é o cátodo.
e) No ânodo ocorre uma semirreação de oxidação.

11. (UFPE/UFRPE) A pilha secundária ou bateria de sódio-enxofre, utilizada no carro elétrico Ford *Ecostar*, é uma das mais intrigantes, pois os reagentes são líquidos e o eletrólito é sólido. As semirreações e seus potenciais de redução padrão são, respectivamente,

$$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na \qquad -2{,}7\ V$$

$$S_8 + 16\,e^- \rightleftharpoons 8\,S^{2-} \qquad -0{,}5\ V$$

Qual é o potencial, em volts, gerado pela associação em série de cinco destas baterias (pilhas secundárias)?

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFPB/PSS) É possível estudar Química de forma interessante e atraente. Por exemplo, se num copo contendo uma solução aquosa diluída de nitrato de prata, $AgNO_3(aq)$, for colocada uma árvore de fios de cobre descobertos, será observado que a solução antes incolor, aos poucos, vai ficando azul, conforme figuras a seguir.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Analisando-se o que está acontecendo na solução e sabendo-se que $E^0\ Ag^+/Ag = 0{,}80\ V$ e $E^0\ Cu^{2+}/Cu = 0{,}34\ V$, é possível afirmar que este fenômeno ocorre porque:

I. os íons Ag^+, por serem oxidantes, provocam a oxidação do cobre para Cu^{2+}.
II. o cobre, por ser agente redutor, reduz os íons Ag^+ presentes em solução.
III. os íons Ag^+, por serem redutores, levam à redução do cobre para Cu^{2+}.
IV. o cobre, por ser oxidante, se oxida, e os íons Ag^+, por serem redutores, se reduzem.

Das afirmativas, está(ão) correta(s) apenas:

a) I.
b) III.
c) I e II.
d) IV.
e) III e IV.

2. (PUC-RJ) A partir dos valores de potencial padrão de redução apresentados abaixo, o potencial padrão do sistema formado por um ânodo de Zn/Zn^{2+} e um cátodo de $Ag/AgC\ell$ seria:

$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn(s)$ $E^0 = -0{,}76\ V$ *versus* eletrodo padrão de hidrogênio

$AgC\ell(s) + e^- \rightarrow Ag(s) + C\ell^-(aq)$ $E^0 = +0{,}20\ V$ *versus* eletrodo padrão de hidrogênio

a) −1,32 V
b) −1,16 V
c) −0,36 V
d) +0,56 V
e) +0,96 V

3. (Espcex-Aman) Em uma pilha galvânica, um dos eletrodos é composto de uma placa de estanho imerso em uma solução 1,0 mol · L^{-1} de íons Sn^{2+} e o outro é composto de uma placa de lítio imerso em uma solução 1,0 mol · L^{-1} de íons Li^{+}, a 25 °C.
Baseando-se nos potenciais padrão de redução das semirreações a seguir, são feitas as seguintes afirmativas:

Sn^{2+} (aq) + 2 e^{-} → Sn (s) $\quad E^{0}_{red} = -0,14$ V

Li^{+} (aq) + 1 e^{-} → Li (s) $\quad E^{0}_{red} = -3,04$ V

I. O estanho cede elétrons para o lítio.
II. O eletrodo de estanho funciona como cátodo da pilha.
III. A reação global é representada pela equação: 2 Li^{0} (s) + Sn^{2+} (aq) → Sn^{0} (s) + 2 Li^{+} (aq).
IV. No eletrodo de estanho ocorre oxidação.
V. A diferença de potencial teórica da pilha é de 2,90 V ($\Delta E = +2,90$ V).

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas.

a) I, II e IV.
b) I, III e V.
c) I, IV e V.
d) II, III e IV.
e) II, III e V.

4. (UFPE/UFRPE) Considere uma cela galvânica formada por semicelas padrão de cobre e de zinco, cujos potenciais de redução são os seguintes.

Cu^{+2} + 2 e^{-}	→	Cu	$E^{0} = +0,34$ V
Zn^{+2} + 2 e^{-}	→	Zn	$E^{0} = -0,76$ V

Indique as afirmativas corretas.

0 – 0 Os elétrons no circuito externo fluirão do eletrodo de cobre para o eletrodo de zinco.

1 – 1 O potencial da cela é −0,42 V.

2 – 2 A concentração de íons zinco aumenta com o passar do tempo.

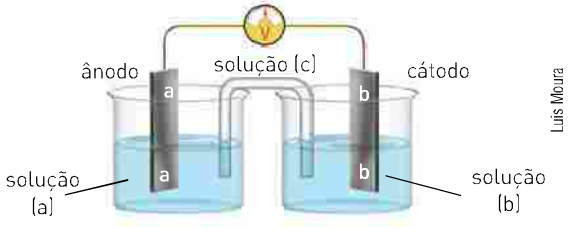
3 – 3 Os íons zinco são reduzidos a zinco metálico.

4 – 4 O eletrodo de cobre é o cátodo.

5. (UFC-CE) Visando à montagem de uma célula eletroquímica, cuja voltagem produzida seja suficiente para acender uma lâmpada de 1,0 V, um estudante dispõe no laboratório, além de um frasco contendo solução aquosa saturada de KCℓ, dos seguintes materiais:

Eletrodo	Solução aquosa de	Potencial padrão de redução, E^{0} (em V)
Te	$TeSO_4$	−0,84
Cd	$CdSO_4$	−0,40
Cu	$CuSO_4$	+0,34

I. Baseado nas informações contidas na tabela, escreva em seu caderno as equações das semirreações de oxidação e de redução relativas à configuração de uma célula eletroquímica cuja voltagem produzida seja maior ou igual a 1,0 V. Justifique numericamente.
II. Identifique corretamente as soluções (*a*), (*b*) e (*c*), e os eletrodos (*a*) e (*b*) no diagrama da célula eletroquímica abaixo apresentado, considerando os materiais disponíveis (tabela e enunciado da questão) que satisfazem à solução do item (I):



6. (PUC-RJ) O trabalho produzido por uma pilha é proporcional à diferença de potencial (ddp) nela desenvolvida quando se une uma meia-pilha onde a reação eletrolítica de redução ocorre espontaneamente (cátodo) com outra meia-pilha onde a reação eletrolítica de oxidação ocorre espontaneamente (ânodo).

$Ag \rightarrow Ag^{+} + e^{-}$ $\quad E = -0{,}80\ V$ $\qquad$ $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^{-}$ $\quad E = +0{,}44\ V$

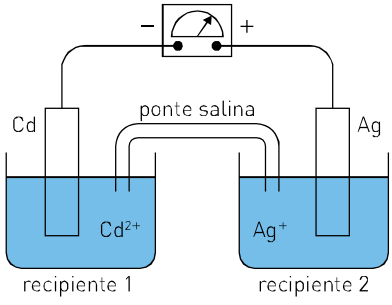
$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^{-}$ $\quad E = -0{,}34\ V$ $\qquad$ $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^{-}$ $\quad E = +0{,}76\ V$

$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2\ e^{-}$ $\quad E = +0{,}40\ V$

Com base nas semirreações eletrolíticas acima, colocadas no sentido da oxidação, e seus respectivos potenciais, indique a opção que representa os metais que produzirão maior valor de ddp quando combinados para formar uma pilha.

a) Cobre como cátodo e prata como ânodo.
b) Prata como cátodo e zinco como ânodo.
c) Zinco como cátodo e cádmio como ânodo.
d) Cádmio como cátodo e cobre como ânodo.
e) Ferro como cátodo e zinco como ânodo.

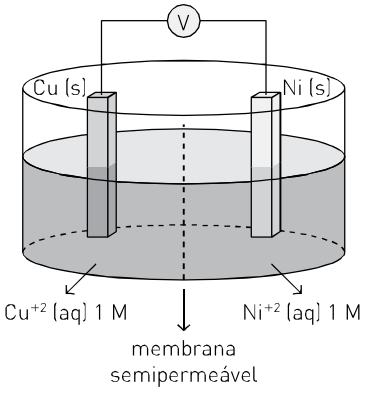
7. (Unifesp) A figura representa uma pilha formada com os metais Cd e Ag, mergulhados nas soluções de $Cd(NO_3)_2$ (aq) e $AgNO_3$ (aq), respectivamente. A ponte salina contém solução de KNO_3 (aq).



a) Sabendo a diferença de potencial da pilha, nas condições padrão, é igual a +1,20 V e que o potencial padrão de redução do cádmio é igual a −0,40 V, calcule o potencial padrão de redução da prata. Apresente seus cálculos.

b) Para qual recipiente ocorre migração dos íons K^{+} e NO_3^{-} da ponte salina? Justifique sua resposta.

8. (Vunesp-SP) Um estudante montou a célula eletroquímica ilustrada na figura, com eletrodos de Cu (s) e Ni (s) de massas conhecidas.



A 25 °C e 1 atm, quando as duas semicélulas foram ligadas entre si, a célula completa funcionou como uma célula galvânica com $\Delta E = 0{,}59$ V. A reação prosseguiu durante a noite e, no dia seguinte, os eletrodos foram pesados. O eletrodo de níquel estava mais leve e o eletrodo de cobre mais pesado, em relação às suas massas iniciais.

Considerando Cu^{+2} (aq) + 2 $e^{-} \rightarrow$ Cu (s) e $E^{0}_{red} = +0{,}34$ V, escreva a equação da reação espontânea que ocorre na pilha representada na figura e calcule o potencial de redução da semicélula de Ni^{+2}/Ni. Defina qual eletrodo é o cátodo e qual eletrodo é ânodo.

9. (Udesc) Uma pilha de permanganato é baseada nas semirreações e nos seus respectivos potenciais padrão de redução mostrados abaixo:

$Zn^{2+} + 2\ e^{-} \rightarrow Zn$ $\qquad E^{0} = -0{,}76\ V$

$MnO_4^{-} + 8\ H^{+} + 5\ e^{-} \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$ $\qquad E^{0} = +1{,}51\ V$

Assinale a alternativa correta.

a) O zinco metálico é cátodo.
b) O íon permanganato, MnO_4^{-}, é o agente redutor.
c) O estado de oxidação do manganês no íon permanganato é +4.
d) A tensão produzida por esta pilha em condições padrão é +2,27 V.
e) A tensão produzida por esta pilha em condições padrão é 0,75 V.

10. (UCS-RS) A descoberta da bateria de lítio viabilizou o uso de marca-passos cardíacos, possibilitando o prolongamento da vida humana. Entre as vantagens que as baterias de lítio oferecem, estão seu pequeno tamanho, a baixa massa e o elevado conteúdo energético. Considerando as semirreações de redução representadas abaixo, assinale a alternativa correta.

Li^{+} (aq) + 1 $e^{-} \rightarrow$ Li (s) $\qquad E^{0} = -3{,}05\ V$ $\qquad$ Zn^{2+} (aq) + 2 $e^{-} \rightarrow$ Zn (s) $\qquad E^{0} = -0{,}76\ V$

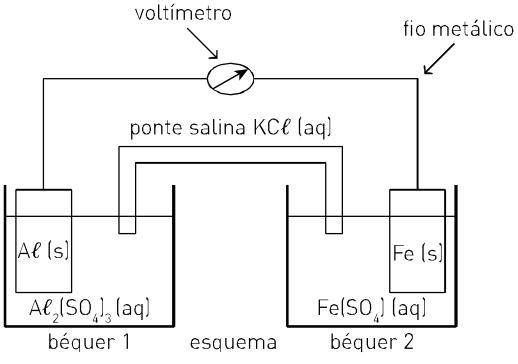
a) O zinco metálico é oxidado espontaneamente, em presença do íon lítio.
b) O lítio metálico é um agente redutor mais forte do que o zinco metálico.
c) O lítio metálico é um agente oxidante mais forte do que o zinco metálico.
d) O íon lítio e o zinco metálico, em solução eletrolítica, formam uma célula galvânica.
e) O íon lítio sofre redução, em presença do zinco metálico.

11. (Espcex-Aman) Considere o esquema ao lado, que representa uma pilha, no qual foram colocados um voltímetro e uma ponte salina contendo uma solução saturada de cloreto de potássio. No béquer 1, correspondente ao eletrodo de alumínio, está imersa uma placa de alumínio em uma solução aquosa de sulfato de alumínio (1 mol · L^{-1}) e no béquer 2, correspondente ao eletrodo de ferro, está imersa uma placa de ferro em uma solução aquosa de sulfato de ferro (1 mol · L^{-1}). Os dois metais, de dimensões idênticas, estão unidos por um fio metálico.

Dados: potenciais padrão de redução (E^0_{red}) a 1 atm e 25 °C.

$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$ $\qquad E^0 = -1{,}66$ V

$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$ $\qquad E^0 = -0{,}44$ V



Considerando esta pilha ao lado e os dados acima, indique a afirmativa correta.

a) A placa de ferro perde massa, isto é, sofre "corrosão".

b) A diferença de potencial registrada pelo voltímetro é de 1,22 V (volts).

c) O eletrodo de alumínio é cátodo.

d) O potencial padrão de oxidação do alumínio é menor que o potencial padrão de oxidação do ferro.

e) À medida que a reação ocorre, os cátions K^+ da ponte salina se dirigem para o béquer que contém solução de $A\ell_2(SO_4)_3$.

12. (UFCS) Tudo o que consumimos gera resíduos, e com os aparelhos eletroeletrônicos não é diferente. Do ponto de vista ambiental, a produção cada vez maior de novos eletroeletrônicos traz dois grandes riscos: o elevado consumo de recursos naturais empregados na fabricação e a destinação final inadequada. Se descartados sem tratamento específico, os metais encontrados nas pilhas e baterias podem trazer danos ao meio ambiente e à saúde humana. A reciclagem das pilhas e baterias no Brasil ainda não é satisfatória, pois não há consciência por parte do consumidor, postos de coleta nas lojas, fiscalização nos procedimentos de retirada por parte das empresas e, sobretudo, legislação que incentive a reciclagem. Além disso, o processo de reciclagem das pilhas e baterias é bastante complexo, envolvendo diversas etapas como reações em série de precipitação e técnicas de separação de misturas.
A seguir, são fornecidos as semirreações e os valores de potencial padrão de redução (em volts, a 1 atm e 25 °C) de alguns constituintes das pilhas:

$Li^+ + e^- \rightleftarrows Li$ $\qquad E^0 = -3{,}045$ V

$Mn^{2+} + 2\ e^- \rightleftarrows Mn$ $\qquad E^0 = -1{,}180$ V

$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightleftarrows Zn$ $\qquad E^0 = -0{,}760$ V

$Cr^{2+} + 2\ e^- \rightleftarrows Cr$ $\qquad E^0 = -0{,}740$ V

$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightleftarrows Cu$ $\qquad E^0 = +0{,}337$ V

$I_2 + 2\ e^- \rightleftarrows 2\ I^-$ $\qquad E^0 = +0{,}540$ V

Sobre este assunto, é *correto* afirmar que:

01) a notação química de uma pilha formada pela interligação entre eletrodos de zinco e de cobre será $Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu$.

02) se uma placa metálica de cobre for imersa em uma solução aquosa de $MnSO_4$, haverá corrosão na placa metálica e redução dos íons Mn^{2+}.

04) o lítio metálico perde elétrons mais facilmente que o cromo metálico.

08) na pilha de lítio-iodo, desenvolvida para ser utilizada em aparelhos de marca-passo, o lítio ganha életrons e o iodo perde elétrons.

16) na pilha alcalina de zinco-manganês ocorre, no ânodo, oxidação do manganês e, no cátodo, redução do zinco.

32) o manganês recebe elétrons mais facilmente que o zinco.

64) o lítio metálico é um agente redutor mais fraco que o cromo metálico.

13. (PUC-SP) Dados: tabela de potenciais padrão de redução (E^0 red)

Zn^{2+} (aq) + 2 e^-	$\rightleftarrows$	Zn (s)	−0,76
Fe^{2+} (aq) + 2 e^-	$\rightleftarrows$	Fe (s)	−0,44
Cd^{2+} (aq) + 2 e^-	$\rightleftarrows$	Cd (s)	−0,40

$Co^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\rightleftarrows$	$Co(s)$	$-0,28$
$Sn^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\rightleftarrows$	$Sn(s)$	$-0,14$
$Pb^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\rightleftarrows$	$Pb(s)$	$-0,13$
$2\,H^+(aq) + 2\,e^-$	$\rightleftarrows$	$H_2(g)$	0,00
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\rightleftarrows$	$Cu(s)$	$+0,34$
$Ag^+(aq) + e^-$	$\rightleftarrows$	$Ag(s)$	$+0,80$

Foram realizadas as seguintes observações experimentais a respeito da reatividade dos metais:

- O metal crômio (Cr) reage com solução aquosa contendo ferro (II), formando cátions crômio (III) em solução e ferro metálico.
- Ferro metálico (Fe) reage com solução contendo cátions níquel (II), formando níquel metálico (Ni) e cátions ferro (II).
- O metal cobre (Cu) não reage com solução contendo íons níquel (II).

Analisando a tabela de potenciais padrão de redução e os dados experimentais fornecidos, conclui-se que os melhores valores para os potenciais padrão de redução dos pares Cr^{3+}/Cr e Ni^{2+}/Ni são:

a) E^0 red $(Cr^{3+}/Cr) = +0,60$ V; E^0 red $(Ni^{2+}/Ni) = +0,20$ V.

b) E^0 red $(Cr^{3+}/Cr) = -0,30$ V; E^0 red $(Ni^{2+}/Ni) = -0,25$ V.

c) E^0 red $(Cr^{3+}/Cr) = -0,74$ V; E^0 red $(Ni^{2+}/Ni) = -0,50$ V.

d) E^0 red $(Cr^{3+}/Cr) = -0,30$ V; E^0 red $(Ni^{2+}/Ni) = +0,50$ V.

e) E^0 red $(Cr^{3+}/Cr) = -0,74$ V; E^0 red $(Ni^{2+}/Ni) = -0,25$ V.

14. (UFC-CE) Considere a reação química a NO (g) + b HNO_3 (aq) → c NO_2 (g) + d H_2O (ℓ) e a seguinte afirmativa: "Nesta célula _____, o NO atua como agente _____, o HNO_3 atua como agente _____, o número de elétrons transferidos é igual a _____ e o somatório dos coeficientes estequiométricos a + b + c + d é igual a _____".

Dados os potenciais de redução: E^0 $(NO_3^-/NO_2) = +0,78$ V e E^0 $(NO_2/NO) = +1,05$ V, indique a alternativa que apresenta a sequência correta dos termos que preenchem as lacunas.

a) galvânica, redutor, oxidante, dois, sete

b) eletrolítica, redutor, oxidante, dois, sete

c) galvânica, oxidante, redutor, dois, sete

d) eletrolítica, redutor, oxidante, sete, dois

e) galvânica, oxidante, redutor, sete, dois

15. (Fuvest-SP) Foi montada uma pilha em que o polo positivo era constituído por um bastão de paládio, mergulhado numa solução de cloreto de paládio, e o polo negativo, por um bastão de níquel, mergulhado numa solução de sulfato de níquel. As semirreações que representam os eletrodos são:

$$Pd^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Pd$$

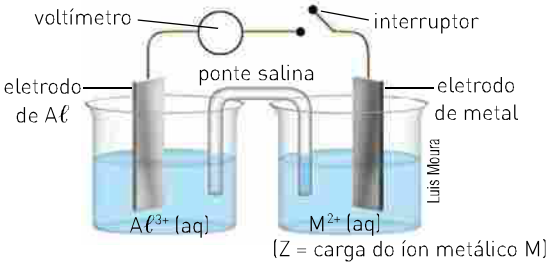
$$Ni^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Ni$$

a) Escreva em seu caderno a equação que representa a reação química que ocorre quando a pilha está funcionando (sentido espontâneo).

b) O que acontece com as concentrações de Pd^{2+} e Ni^{2+} durante o funcionamento da pilha? Explique.

Experimento	**$[Pd^{2+}]$ $(mol \cdot L^{-1})$**	**$[Ni^{2+}]$ $(mol \cdot L^{-1})$**	**E (V)**
A	1,00	0,100	1,27
B	1,00	1,00	1,24
C	0,100	1,00	1,21

16. (UFPE) O desenvolvimento de novas baterias recarregáveis é importante para a miniaturização de equipamentos portáteis (celulares) e médicos (marca-passos). A escolha dos materiais ativos destas baterias envolve inúmeras variáveis, como diferença de potencial gerada, toxicidade, custo etc. Considere o esquema de uma pilha e os dados de potenciais padrão de eletrodos (E^0) apresentados a seguir:



(Z = carga do íon metálico M)

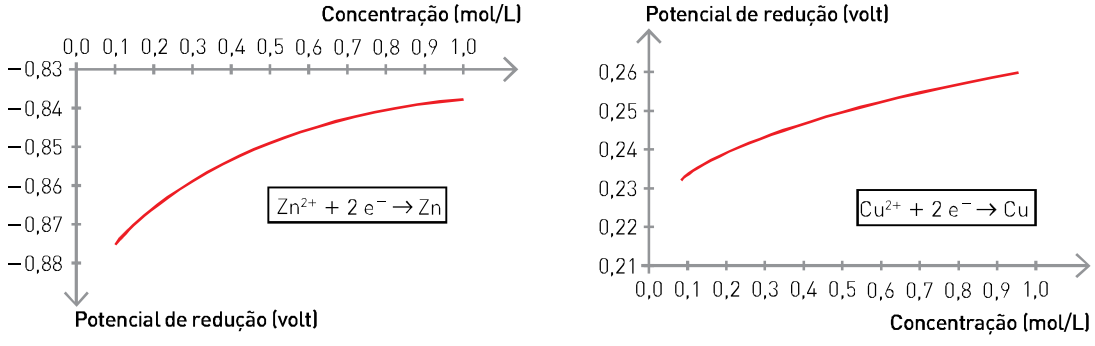
Semirreações:

$Ag^+ (aq) + e^- \rightarrow Ag (s)$	$E^0 (V) = +0,80$
$Cu^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu (s)$	$E^0 (V) = +0,34$
$2\ H^+ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2 (g)$	$E^0 (V) = 0,00$
$Pb^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb (s)$	$E^0 (V) = -0,13$
$Sn^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn (s)$	$E^0 (V) = -0,14$
$Zn^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn (s)$	$E^0 (V) = -0,76$
$Aℓ^{3+} (aq) + 3\ e^- \rightarrow Aℓ (s)$	$E^0 (V) = -1,66$
$Mg^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Mg (s)$	$E^0 (V) = -2,37$

Com relação a esta pilha, após o interruptor ser fechado, julgue as afirmativas a seguir, baseando-se nos dados de potencial padrão:

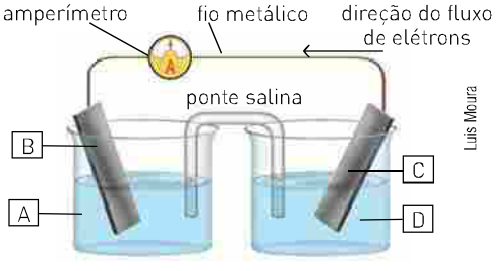
a) quando M = Zn (s), o alumínio se reduzirá.
b) quando M = Ag (s), o voltímetro marcará o valor 0,86 V.
c) quando M = Mg (s), ocorrerá um fluxo de elétrons do eletrodo de Mg para o de Aℓ.
d) quando M = Pb (s), o eletrodo de Pb será consumido.
e) quando M = Cu (s), a seguinte semirreação ocorrerá: $Cu (s) \rightarrow Cu^{2+} (aq) + 2\ e^-$.

17. (UFMG) Estes gráficos apresentam os potenciais de redução do zinco e do cobre, medidos em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio, em função das concentrações dos íons metálicos presentes nas soluções.



Uma pilha eletroquímica foi montada com placas de cobre e zinco e soluções aquosas dos respectivos sulfatos.

1. Considerando as informações contidas nos gráficos, escreva em seu caderno a equação balanceada da reação espontânea dessa pilha.
2. Neste desenho, estão representados a pilha e o fluxo de elétrons — da direita para a esquerda — no fio metálico.



Considerando as informações contidas nesse desenho, *identifique* os metais e soluções constituintes da pilha, indicados com as letras *A*, *B*, *C* e *D*.

3. Utilizando dados dos gráficos, calcule a força eletromotriz medida nessa pilha, caso as duas soluções tenham concentração igual a 0,5 mol/L.

   Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.
4. Uma segunda pilha foi montada, usando uma solução de $CuSO_4$ (aq), de concentração mais alta que 0,5 mol/L, e uma solução de $ZnSO_4$ (aq), de concentração mais baixa que 0,5 mol/L.

   Indique se a força eletromotriz dessa nova pilha é *menor*, *igual* ou *maior* que aquela calculada no item 3 desta questão.

ATIVIDADE EXPERIMENTAL

Uma pilha incomum

Este experimento demonstra que podemos utilizar fluxos de elétrons, obtidos a partir de reações químicas, para fazer um relógio funcionar.

Material

- relógio que funcione com uma pilha comum de 1,5 V
- 2 placas de cobre de aproximadamente 2 cm × 5 cm
- 2 eletrodos de magnésio, que podem ser obtidos a partir das barras usadas como eletrodos de sacrifício em filtros de piscinas
- 1,5 m de fio comum de cobre, cortado em três partes iguais
- 1 laranja
- 1 palha de aço
- 1 prego grosso
- martelo

> *Antes do primeiro experimento e entre os seguintes, limpe bem os eletrodos com palha de aço comum.*

Procedimento

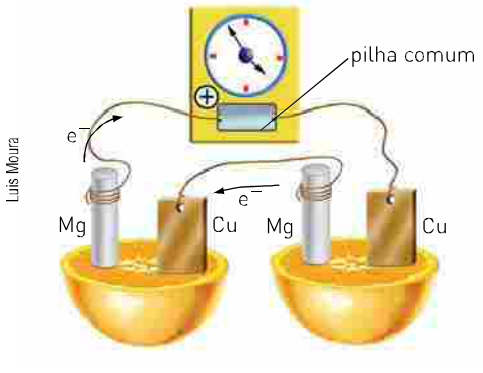
Use prego e martelo para fazer um furo em cada eletrodo de cobre.

Depois, ligue os fios aos eletrodos, conforme indicado a seguir:

ATENÇÃO

> *Manuseie materiais e ferramentas com cuidado.*

Depois, pegue a laranja e, antes de cortá-la em duas partes iguais, aperte-a um pouco para liberar o sumo. Feito isso, monte o sistema conforme indicado na figura abaixo.



Para o relógio funcionar, coloque os eletrodos próximos um do outro em cada metade da laranja.

Resolva as questões:

1. Observe o fluxo de elétrons e equacione a semirreação que ocorre com o magnésio.
2. A laranja é um meio eletrolítico ou não eletrolítico? Justifique.
3. Indique pelo menos duas substâncias presentes na laranja.
4. Qual metal apresenta maior potencial de oxidação: o magnésio ou o cobre? Justifique.
5. Após certo tempo, o que deverá ocorrer com a lâmina de magnésio?
6. Repita o experimento utilizando pepino, batata e melancia.

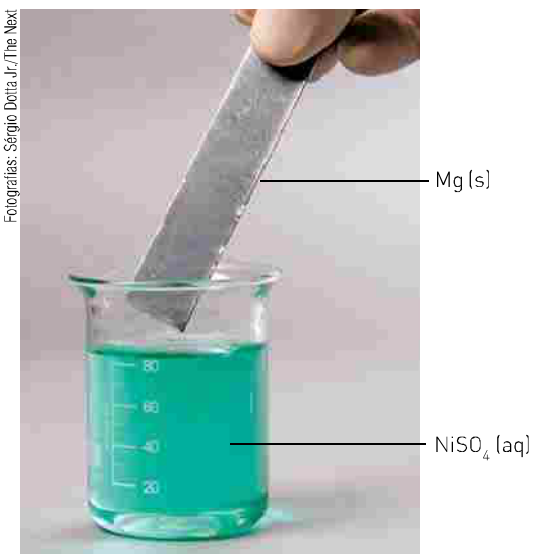
> *Às vezes é necessário testar vários pontos de colocação dos eletrodos até encontrar o local adequado para fazer o relógio funcionar.*

CAPÍTULO 17

Espontaneidade de uma reação

Já vimos que todas as pilhas são processos espontâneos e, como qualquer reação espontânea, apresentam sempre um $\Delta E^0 > 0$. Vamos analisar duas situações e prever qual delas é um processo espontâneo.

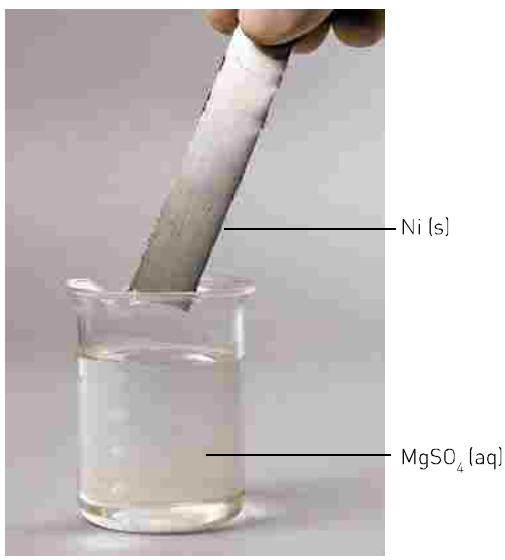
I



Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Teoricamente, se essa reação ocorresse, ela poderia ser representada por:
$Mg\,(s) + Ni^{2+}\,(aq) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + Ni\,(s)$

II



Teoricamente, se essa reação ocorresse, ela poderia ser representada por:
$Ni\,(s) + Mg^{2+}\,(aq) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + Mg\,(s)$

Para determinarmos qual dessas reações ocorre, devemos conhecer os potenciais padrão de redução:

	redução
$Mg^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Mg\,(s)$	$E^0 = -2{,}37\,V$
$Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Ni\,(s)$	$E^0 = -0{,}26\,V$

Pelos valores dos potenciais padrão de redução devemos concluir que:

- O $Ni^{2+}\,(aq)$, por ter maior E_{red}, sofre redução.

$$Ni^{2+}\,(aq) + e^- \rightarrow Ni\,(s)$$

- Como, em processos de oxidorredução, se uma espécie se reduz, a outra se oxida, o Mg (s) irá se oxidar.

$$Mg\,(s) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$$

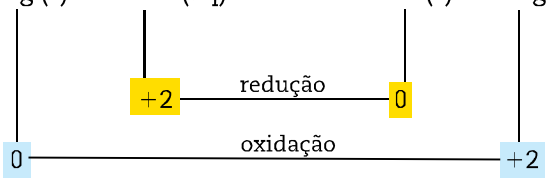
A soma das duas semirreações indica o processo espontâneo.

$$\begin{array}{rcl} Ni^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-} & \rightarrow & Ni\,(s) \\ Mg\,(s) & \rightarrow & Mg^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-} \\ \hline Mg\,(s) + Ni^{2+}\,(aq) & \rightarrow & Mg^{2+}\,(aq) + Ni\,(s) \end{array}$$

Isso nos permite concluir que o processo I é espontâneo, e que a reação II não ocorre espontaneamente.

Outra maneira de determinar a espontaneidade das reações seria calcular seus ΔE^0.

I. $Mg\,(s) + Ni^{2+}\,(aq) \longrightarrow Ni\,(s) + Mg^{2+}\,(aq)$



$$\Delta E^0 = \underbrace{E^0_{red}}_{\text{da espécie que se reduz}} - \underbrace{E^0_{red}}_{\text{da espécie que se oxida}}$$

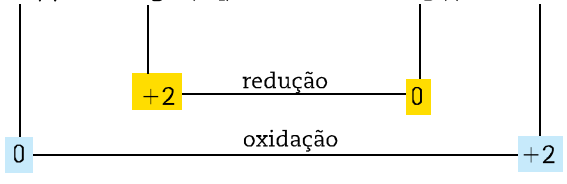
$$\Delta E^0 = (-0{,}26\ V) - (-2{,}37\ V)$$

$$\Delta E^0 = +2{,}11\ V$$

Como o $\Delta E^0 > 0$, esse processo é espontâneo.

No processo II, teoricamente temos:

II. $Ni\,(s) + Mg^{2+}\,(aq) \longrightarrow Mg\,(s) + Ni^{2+}\,(aq)$



$$\Delta E^0 = \underbrace{E^0_{red}}_{\text{da espécie que se reduz}} - \underbrace{E^0_{red}}_{\text{da espécie que se oxida}}$$

$$\Delta E^0 = (-2{,}37\ V) - (-0{,}26\ V)$$

$$\Delta E^0 = -2{,}11\ V$$

Como o $\Delta E^0 < 0$, o processo não é espontâneo.

Exercícios resolvidos

1. Em uma prova prática foi solicitado a um aluno que escolhesse, dentre três frascos metálicos de Aℓ, Fe e Cu, qual(is) dele(s) poderia(m) ser usado(s) para guardar uma solução aquosa de ácido clorídrico. Diga qual seria a escolha mais acertada. Justifique sua resposta.

Dados:

$A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \rightleftharpoons A\ell\,(s)$ $\quad E^0 = -1{,}68\ V$

$Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Fe\,(s)$ $\quad E^0 = -0{,}41\ V$

$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons H_2\,(g)$ $\quad E^0 = 0{,}00\ V$

$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu\,(s)$ $\quad E^0 = +0{,}34\ V$

Solução

O(s) frasco(s) escolhido(s) deve(m) ser aquele(s) no(s) qual(is) os íons $H^+\,(aq)$ provenientes do ácido não reajam produzindo H_2, ou seja, em que os íons $H^+\,(aq)$ não sofram redução. Para que essa redução não ocorra, o metal deve apresentar potencial de redução maior que o do hidrogênio.

Pelos dados, percebemos que o único frasco conveniente para guardar o ácido clorídrico é o de cobre. Nos outros frascos ocorrerão reações.

2. (Fuvest-SP) Três metais foram acrescentados a soluções aquosas de nitratos metálicos, de mesma concentração, conforme indicado na tabela. O cruzamento de uma linha com uma coluna representa um experimento. Um retângulo em branco indica que o experimento não foi realizado; o sinal (–) indica que não ocorreu reação e o sinal (+) indica que houve dissolução do metal acrescentado e precipitação do metal que estava na forma de nitrato.

	Cd	Co	Pb
$Cd(NO_3)_2$		–	–
$Co(NO_3)_2$	+		–
$Pb(NO_3)_2$	+	+	

Cada um dos metais citados, mergulhado na solução aquosa de concentração 0,1 mol/L de seu nitrato, é um eletrodo, representado por Me/Me^{2+}, onde Me indica o metal e Me^{2+}, o cátion de seu nitrato. A associação de dois desses eletrodos constitui uma pilha. A pilha com *maior* diferença de potencial elétrico e polaridade correta de seus eletrodos, determinada com o voltímetro, é a representada por:

a) $Cd \,|\, Cd^{2+} \,||\, Pb^{2+} \,|\, Pb$

b) $Pb \,|\, Pb^{2+} \,||\, Cd^{2+} \,|\, Cd$

c) $Cd \,|\, Cd^{2+} \,||\, Co^{2+} \,|\, Co$

d) $Co \,|\, Co^{2+} \,||\, Pb^{2+} \,|\, Pb$

e) $Pb \,|\, Pb^{2+} \,||\, Co^{2+} \,|\, Co$

Observação:

|| significa ponte salina

⊕ significa polo positivo

⊖ significa polo negativo

Solução

Analisando as possíveis reações com $Cd(NO_3)_2$:

$$Co + Cd(NO_3)_2 \rightarrow \text{não ocorre}$$

Podemos concluir que:

- o cobalto não se oxidou

$$Co \rightarrow Co^{2+} + 2\,e^- \text{ (não ocorreu)}$$

- o cádmio não se reduziu

$$Cd^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cd \text{ (não ocorreu)}$$

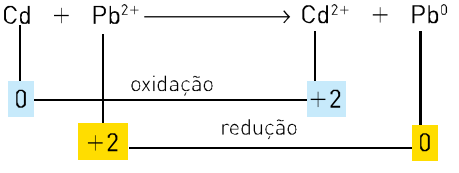
Logo: $E^0_{red}\ Cd^{2+} < E^0_{red}\ Co^{2+}$

Analisando as possíveis reações com $Pb(NO_3)_2$:

$$Cd + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Cd(NO_3)_2 + Pb$$

ou

$$Cd + Pb^{2+} + \cancel{2\,NO_3^-} \rightarrow Cd^{2+} + \cancel{2\,NO_3^-} + Pb$$



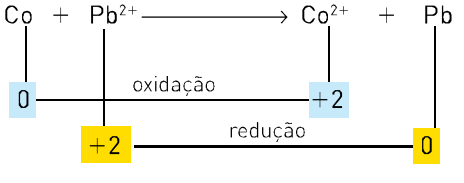
Como o Pb^{2+} se reduziu:

$$E^0_{red}\ Pb^{2+} > E^0_{red}\ Cd^{2+}$$

$$Co + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Co(NO_3)_2 + Pb$$

ou

$$Co + Pb^{2+} + \cancel{2\,NO_3^-} \rightarrow Co^{2+} + \cancel{2\,NO_3^-} + Pb$$



Como o Pb^{2+} se reduziu:

$$E^0_{red}\ Pb^{2+} > E^0_{red}\ Co^{2+}$$

Concluindo:

$$E^0_{red}\ Pb^{2+} > E^0_{red}\ Co^{2+} > E^0_{red}\ Cd^{2+}$$

A pilha com maior ddp será formada entre chumbo e cádmio e suas semirreações.

redução: $Pb^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Pb$ polo ⊕ cátodo

oxidação: $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2\,e^-$ polo ⊖ ânodo

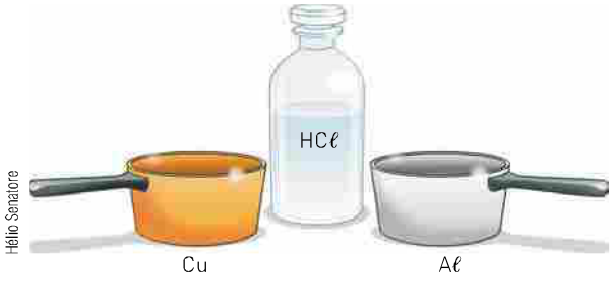
$$Cd + Pb^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Pb$$

$$Cd \;|^{-}\; Cd^{2+} \;||\; Pb^{2+} \;|^{+}\; Pb$$

Resposta: *a*.

Exercícios fundamentais

Se adicionarmos uma solução aquosa de ácido clorídrico a duas panelas, uma de cobre e outra de alumínio,



teoricamente podemos imaginar as reações:

I. $Cu\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightarrow Cu^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)$

II. $2\,A\ell\,(s) + 6\,H^+\,(aq) \rightarrow 2\,A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,H_2\,(g)$

Conhecendo os potenciais de redução:

$A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows A\ell \qquad E^0 = -1{,}66\ V$

$2\,H^+ + 2\,e^- \rightleftarrows H_2 \qquad E^0 = \text{zero}$

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Cu \qquad E^0 = +0{,}34\ V$

responda às questões de **1** a **7**.

1. Indique na equação I qual espécie se reduz e qual se oxida.

$$I.\ Cu\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightleftarrows Cu^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)$$

2. Calcule o ΔE^0 para a equação I.

$$\Delta E^0 = \underset{\text{da espécie que se reduz}}{E^0_{red}} - \underset{\text{da espécie que se oxida}}{E^0_{red}}$$

3. Esse processo é ou não espontâneo?

4. Indique na equação II qual espécie se reduz e qual se oxida.

$$II.\ 2\,A\ell\,(s) + 6\,H^+\,(aq) \rightarrow 2\,A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,H_2\,(g)$$

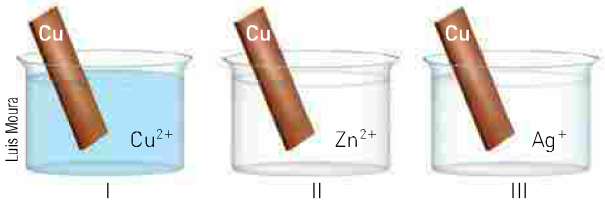
5. Calcule o ΔE^0 para a equação II.

$$\Delta E^0 = \underset{\text{da espécie que se reduz}}{E^0_{red}} - \underset{\text{da espécie que se oxida}}{E^0_{red}}$$

6. Esse processo é ou não espontâneo?

7. A panela de alumínio será corroída pelo ácido?

As ilustrações e as equações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões de **8** a **12.**



$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Zn$ $\quad -0{,}76\ V$

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu$ $\quad +0{,}34\ V$

$Ag^{+} + e^- \rightleftharpoons Ag$ $\quad +0{,}80\ V$

8. Ocorre reação no frasco I?

9. A reação teórica que poderia ocorrer em II é:

$$Cu\ (s) + Zn^{2+}\ (aq) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + Zn\ (s)$$

Nessa equação, indique a espécie que se oxida e a que se reduz.

10. Calcule o ΔE^0 para a equação acima e indique se ela é espontânea ou não.

11. A reação teórica que poderia ocorrer em III é:

$$Cu\ (s) + 2\,Ag^{+}\ (aq) \rightarrow 2\,Ag\ (s) + Cu^{2+}\ (aq)$$

Nessa equação, indique a espécie que se oxida e a que se reduz.

12. Calcule o ΔE^0 para a equação do exercício 11 e indique se ela é espontânea ou não.

Testando seu conhecimento

1. São conhecidos os seguintes potenciais normais de oxidação:

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$ $\quad E^0 = 0{,}76\ V$

$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$ $\quad E^0 = -0{,}34\ V$

$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$ $\quad E^0 = 0{,}44\ V$

$Ag \rightarrow Ag^{1+} + 1\,e^-$ $\quad E^0 = -0{,}80\ V$

Considere as seguintes reações:

I. $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$

II. $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{2+}$

III. $2\,Ag + Cu^{2+} \rightarrow Cu + 2\,Ag^{+}$

IV. $Zn + 2\,Ag^{+} \rightarrow Zn^{2+} + 2\,Ag$

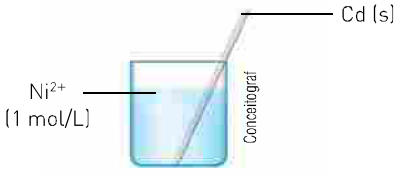
Indique quais dessas reações são espontâneas.

2. (UFRGS-RS) Considere as seguintes semirreações, com seus respectivos potenciais de redução.

$Cd^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cd$ $\quad E^0 = -0{,}40\ V$

$Ni^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ni$ $\quad E^0 = -0{,}25\ V$

O desenho a seguir representa um sistema que pode envolver algumas das espécies químicas referidas acima.



Assinale a alternativa que descreve corretamente uma situação que esse sistema pode apresentar.

a) A lâmina de cádmio não sofre corrosão.

b) Ocorre diminuição da concentração de cátions na solução.

c) Ocorre deposição de níquel na superfície do cádmio.

d) A reação que ocorre é $Ni + Cd^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + Cd$.

e) Não ocorre reação, pois os dois metais apresentam potencial negativo.

3. (Vunesp-SP) O sulfato de alumínio, utilizado em tratamento de água, pode ser fornecido em solução 1 M. Essa solução pode ser estocada em um tanque constituído de crômio metálico e não deve ser estocada em um tanque constituído de magnésio metálico (Potencial padrão de redução E^0, em volts, a 25 °C: $A\ell = -1{,}67$; $Cr = -0{,}74$; $Mg = -2{,}38$).

a) Explique essa afirmação com base na eletroquímica.

b) Escreva a equação da reação que ocorre entre a solução e o material do tanque.

4. (Fatec-SP) Considere os seguintes dados sobre potenciais padrão de eletrodo:

Semirreação	Potencial padrão de redução (V)
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,36
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0,77
$\frac{1}{2}\,C\ell_2(g) + e^- \rightarrow C\ell^-(aq)$	+1,36
$H^+(aq) + e^- \rightarrow \frac{1}{2}\,H_2(g)$	0,00
$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Fe(s)$	−0,44

Se uma lâmina de cobre puro for mergulhada em uma solução ácida de cloreto de ferro (III), a 1 mol/L nas condições padrão, haverá, num primeiro momento,

a) dissolução do cobre da lâmina.

b) formação de cloro gasoso.

c) liberação de hidrogênio gasoso.

d) depósito de ferro metálico.

e) formação de mais íons cloreto.

5. (UFRRJ) Usando as semirreações $Zn(s)/Zn^{2+}(aq)$ e $A\ell(s)/A\ell^{3+}(aq)$, é possível construir uma célula galvânica. Responda e/ou calcule:
Dados:

$A\ell^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow A\ell(s)$ $\quad E^0 = -1{,}66\ V$

$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn(s)$ $\quad E^0 = -0{,}763\ V$

a) Quais são os agentes redutor e oxidante?

b) Escreva as reações que ocorrem, respectivamente, no ânodo e no cátodo.

c) A reação é espontânea? Justifique sua resposta com base no valor de E^0.

6. (PUC-RS) Para responder, considere os seguintes potenciais padrão de redução.

$Cu^{2+}/Cu^0 = +0{,}34\ V$ $\quad Ni^{2+}/Ni^0 = -0{,}24\ V$

$Fe^{2+}/Fe^0 = -0{,}44\ V$ $\quad Mg^{2+}/Mg^0 = -2{,}37\ V$

$Sn^{2+}/Sn^0 = -0{,}14\ V$ $\quad Zn^{2+}/Zn^0 = -0{,}76\ V$

A reação $M^0 + N^{2+} \rightleftharpoons M^{2+} + N^0$ será espontânea se M^0 for ... e N^{2+} for ... .

a) Cu^0 $\quad Fe^{2+}$

b) Sn^0 $\quad Zn^{2+}$

c) Mg^0 $\quad Cu^{2+}$

d) Sn^0 $\quad Ni^{2+}$

e) Ni^0 $\quad Zn^{2+}$

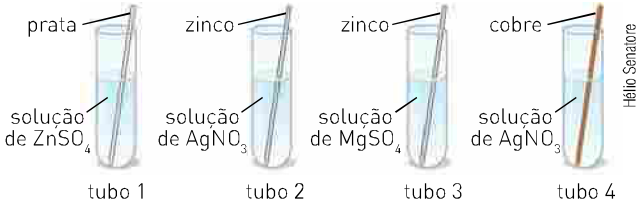
7. (PUC-SP) Um aluno realizou uma série de testes envolvendo reações de oxidorredução em solução aquosa. Em uma síntese de suas observações, o aluno anotou:

- O metal zinco (Zn) reage com solução diluída de $HC\ell$;
- O metal estanho (Sn) reage com solução aquosa de $HC\ell$;
- O metal prata (Ag) não reage com solução aquosa de $HC\ell$;
- O metal estanho (Sn) não reage com solução aquosa de íons Zn^{2+}.

Analisando os dados obtidos pelo aluno, a pilha de maior ddp que se pode obter a partir das espécies analisadas é:

	Cátodo	Ânodo
a)	$Pt, H^+(1\ mol/L)\|H_2$	$Sn/Sn^{2+}(1\ mol/L)$
b)	$Zn^{2+}(1\ mol/L)Zn$	$Ag/Ag^+(1\ mol/L)$
c)	$Sn^{2+}(1\ mol/L)Zn$	$Zn/Zn^{2+}(1\ mol/L)$
d)	$Ag^+(1\ mol/L)Ag$	$Sn/Sn^{2+}(1\ mol/L)$
e)	$Ag^+(1\ mol/L)Ag$	$Zn/Zn^{2+}(1\ mol/L)$

8. (Fatec-SP) A ilustração refere-se a um experimento em que lâminas metálicas são imersas em soluções de solutos iônicos.



Analisando-se os valores dos E^0 de redução:

$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34\ V$ $\quad E^0_{Ag^+/Ag} = +0{,}80\ V$

$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76\ V$ $\quad E^0_{Mg^{2+}/Mg} = -2{,}37\ V$

pode-se concluir que não serão observados sinais de transformação química:

a) no tubo 1.
b) nos tubos 2 e 3.
c) no tubo 2.
d) nos tubos 1 e 3.
e) no tubo 4.

9. (UFPE/UFRPE) Considerando os potenciais padrão a 25 °C

Semirreação	Potenciais padrão, E^0, volts
$Ag^+ (aq) + e^- \rightarrow Ag (s)$	0,80
$Cu^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu (s)$	0,34
$2\ H^+ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2 (g)$	0,00 (por definição)
$Fe^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe (s)$	−0,44
$Zn^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn (s)$	−0,76

e supondo todas as substâncias no estado padrão, assinale as afirmativas corretas:

0 — 0 O íon ferroso é um oxidante em presença de zinco metálico, mas não reage com cobre metálico.
1 — 1 Na pilha $Cu \mid Cu^{2+} \mid\mid Ag^+ \mid Ag$ o eletrodo de cobre é o ânodo, e o eletrodo de prata é o cátodo.
2 — 2 O cobre metálico reage espontaneamente com uma solução de ácido clorídrico.
3 — 3 O zinco metálico é um agente redutor mais forte que o ferro metálico.
4 — 4 Ao se mergulhar uma placa de ferro numa solução de nitrato de prata, poderá ocorrer a seguinte reação espontânea:
$Fe (s) + 2\ Ag^+ (aq) \rightarrow Fe^{2+} (aq) + 2\ Ag (s)$

10. (UFG-GO)

Browne, Dick. Hagar, o Horrível. *O Popular*, 30 jun. 2005, p. 6. Magazine.

Observando a tira, responda:

a) Após inúmeras chuvas, os cavaleiros ingleses terão dificuldade para abrir seus elmos de ferro. Utilizando equações químicas, explique por quê.
b) Suponha a seguinte situação: o elmo de um dos cavaleiros, o suserano, é adornado com rebites de ouro, enquanto o do outro, seu vassalo, com rebites de zinco. Curiosamente, após inúmeras chuvas, um dos elmos emperra mais que o outro. Explique o porquê.

Potencial padrão de eletrodo	
$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Zn$	$E = -0{,}76\ V$
$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Fe$	$E = 0{,}44\ V$
$Au^{3+} + 3\ e^- \rightleftharpoons Au$	$E = 1{,}50\ V$

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFPR) Analise a tabela a seguir e assinale a alternativa que contém uma reação redox espontânea nas condições padrão (298 K).

Tabela de potenciais padrão (E^0) a 298 K	
Semirreação de redução	**E^0**
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0,80 V
$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$	+0,34 V
$2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$	0,00 V
$Pb^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Pb$	−0,13 V
$Ni^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ni$	−0,26 V
$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Zn$	−0,76 V

a) $Pb^{2+} + 2\,Ag \rightarrow Pb + 2\,Ag^+$
b) $Ni^{2+} + Cu \rightarrow Ni + Cu^{2+}$
c) $Zn^{2+} + Ni \rightarrow Zn + Ni^{2+}$
d) $2\,Ag^+ + Cu \rightarrow 2\,Ag + Cu^{2+}$
e) $Cu + 2\,H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$

2. (UFJF-MG) Os potenciais padrão de redução dos íons Zn^{2+} (aq) e Cu^{+2} (aq) para seus estados metálicos são, respectivamente, −0,76 V e +0,34 V. Sobre este sistema de oxidorredução, assinale a afirmativa *incorreta*.

a) A reação Zn^{+2} (aq) + Cu^0 (s) → Zn^0 (s) + Cu^{+2} (aq) tem diferença de potencial igual a −1,10 V.
b) A reação Zn^0 (s) + Cu^{+2} (aq) → Zn^{+2} (aq) + Cu^0 (s) corresponde à reação de uma pilha.
c) A reação Zn^{+2} (aq) + Cu^0 (s) → Zn^0 (s) + Cu^{+2} (aq) é espontânea.
d) Na reação Zn^0 (s) + Cu^{+2} (aq) → Zn^{+2} (aq) + Cu^0 (s), o Cu^{+2} (aq) é um agente oxidante.
e) É preciso fornecer energia para que a reação Zn^{+2} (aq) + Cu^0 (s) → Zn^0 (s) + Cu^{+2} (aq) aconteça.

3. (UFC-CE) Considere as seguintes reações de oxidação-redução, as quais representam processos espontâneos:

$Na\,(s) + Ag^+\,(aq) \rightarrow Na^+\,(aq) + Ag\,(s)$

$Li\,(s) + Na^+\,(aq) \rightarrow Li^+\,(aq) + Na\,(s)$

$Li\,(s) + Ag^+\,(aq) \rightarrow Li^+\,(aq) + Ag\,(s)$

Identifique a alternativa que contém as relações corretas de ordem de grandeza dos potenciais de redução (E^0) para os processos acima relacionados.

a) $E^0\,(Na^+/Na) > E^0\,(Ag^+/Ag) > E^0\,(Li^+/Li)$
b) $E^0\,(Ag^+/Ag) > E^0\,(Na^+/Na) > E^0\,(Li^+/Li)$
c) $E^0\,(Li^+/Li) > E^0\,(Na^+/Na) > E^0\,(Ag^+/Ag)$
d) $E^0\,(Li^+/Li) > E^0\,(Ag^+/Ag) > E^0\,(Na^+/Na)$
e) $E^0\,(Ag^+/Ag) > E^0\,(Li^+/Li) > E^0\,(Na^+/Na)$

4. (Ufscar-SP) Deseja-se armazenar uma solução de $NiC\ell_2$, cuja concentração é de 1 mol/L a 25 °C; para isso, dispõe-se de recipientes de:

I. cobre.
II. lata comum (revestimento de estanho).
III. ferro galvanizado (revestimento de zinco).
IV. ferro.

Dados os potenciais padrão de redução:

$Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn\,(s)$	−0,76 V
$Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Fe\,(s)$	−0,44 V
$Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Ni\,(s)$	−0,25 V
$Sn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Sn\,(s)$	−0,14 V
$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$	+0,34 V

a solução de $NiC\ell_2$ poderá ser armazenada, sem que haja a redução dos íons Ni^{2+} da solução, nos recipientes

a) I e II, apenas.
b) I, II e IV, apenas.
c) III e IV, apenas.
d) I, III e IV, apenas.
e) I, II, III e IV.

5. (PUC-MG) Considere os metais com seus respectivos potenciais padrão de redução:

$A\ell^{+3} + 3\,e^- \rightarrow A\ell$	(E = −1,66 V)
$Zn^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Zn$	(E = −0,76 V)
$Fe^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Fe$	(E = −0,44 V)
$Cu^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Cu$	(E = +0,34 V)
$Hg^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Hg$	(E = +0,85 V)

Analise as seguintes afirmativas:

I. O melhor agente redutor é o Hg.

II. O Aℓ cede elétrons mais facilmente que o Zn.

III. A reação $Cu^{+2} + Hg \rightarrow Cu^0 + Hg^{+2}$ não é espontânea.

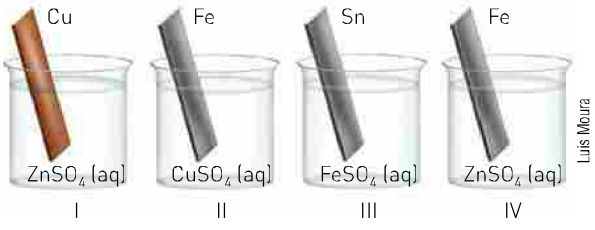
IV. O íon $A\ell^{+3}$ recebe elétrons mais facilmente do que o íon Cu^{+2}.

V. Pode-se estocar, por longo prazo, uma solução de sulfato ferroso num recipiente à base de cobre.

A opção que contém somente afirmativas corretas é:

a) I, II e IV. **b)** II, III e IV. **c)** III, IV e V. **d)** II, III e V. **e)** I, II e III.

6. (UFRJ) Os quatro frascos apresentados a seguir contêm soluções salinas de mesma concentração molar, a 25 °C. Em cada frasco, encontra-se uma placa metálica mergulhada na solução.



	E^0_{red} (V)
$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Zn$	−0,76
$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$	−0,44
$Sn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Sn$	−0,14
$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$	+0,34

a) Identifique o frasco em que ocorre reação química espontânea e escreva a respectiva equação.

b) Sabendo que o frasco III contém 304 gramas de $FeSO_4$ em 2 litros de solução, determine a concentração, em g/L, da solução de $ZnSO_4$ no frasco I.

7. (UFF-RJ) Determine:

a) o valor do potencial padrão da cela para uma pilha galvânica na qual um eletrodo é de cobre imerso numa solução de Cu^{2+} 1,0 M e o outro é magnésio imerso numa solução de Mg^{2+} 1,0 M;

b) o eletrodo que é o cátodo;

c) a equação (líquida) total para o processo espontâneo da pilha.

Considere os seguintes valores de potencial:

$Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$ $\quad E^0 = -2{,}37$ V

$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$ $\quad E^0 = +0{,}34$ V

8. (U. F. Juiz de Fora-MG) O método de determinação da concentração de água oxigenada numa solução é baseado na reação entre a água oxigenada e o permanganato de potássio em meio ácido. Esse método é utilizado no controle de qualidade do produto "água oxigenada" comumente vendido em farmácias. As semirreações do processo, com seus respectivos potenciais padrão de redução, são as seguintes:

MnO_4^- (aq) + 8 H^+ (aq) + 5 $e^- \rightarrow Mn^{2+}$ (aq) + 4 H_2O (ℓ)

$E^0 = 1{,}51$ V

2 H^+ (aq) + O_2 (g) + 2 $e^- \rightarrow H_2O_2$ (ℓ)

$E^0 = 0{,}68$ V

a) Escreva a reação global balanceada do processo.

b) Indique os agentes oxidante e redutor do processo.

c) Calcule o ΔE^0 do processo. Esse processo é espontâneo? Justifique.

9. (UEM-PR) Um professor de laboratório de química preparou 4 experimentos diferentes, a 25 °C e 1 atm, descritos a seguir, para explicar reações de oxidação e redução e espontaneidade de reações.

1. Colocou um fio de cobre em um copo contendo uma solução de nitrato de prata 1 mol/L.
2. Colocou um fio de prata em um copo contendo uma solução de sulfato de cobre 1 mol/L.
3. Colocou uma fita de zinco metálico em um copo contendo uma solução de ácido sulfúrico 1 mol/L.
4. Colocou um prego enrolado por uma fita de Mg metálico em um copo contendo uma solução de ácido sulfúrico 1 mol /L.

Tendo como base os potenciais padrão de redução apresentados a seguir, assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) uma *correta* descrição das reações feitas pelo professor.

Mg^{2+} (aq) + 2 $e^- \rightarrow Mg$ (s) $\quad E^0 = -2{,}37$ V

Zn^{2+} (aq) + 2 $e^- \rightarrow Zn$ (s) $\quad E^0 = -0{,}76$ V

$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Fe(s)$ $E^0 = -0{,}44\ V$
$2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2(g)$ $E^0 = 0{,}00\ V$
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$ $E^0 = +0{,}34\ V$
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ $E^0 = +0{,}80\ V$

01. Em somente um dos experimentos não haverá nenhuma reação de oxidação e de redução.
02. No 1º e no 2º experimentos, ocorrerá a deposição de um metal sobre os fios de cobre e prata.
04. No 3º e 4º experimentos, ocorrerá a evolução de um gás.
08. No 4º experimento, somente ocorrerá a oxidação do prego após a completa oxidação da fita de magnésio ou após ocorrer a perda de contato elétrico entre os dois metais.
16. No 1º experimento, a quantidade de massa dos materiais metálicos sólidos permanece constante durante o processo de oxidação e de redução.

10. (UFRGS–RS) Os potenciais padrão de redução, determinados mediante processos eletroquímicos, podem ser empregados para prever a espontaneidade de reações, mesmo quando essas não constituem pilhas ou baterias. Observe o quadro a seguir.

$Ag^+(aq) + e^- \Leftrightarrow Ag(s)$	$E^0 = 0{,}80\ V$
$Co^{2+}(aq) + 2\,e^- \Leftrightarrow Co(s)$	$E^0 = -0{,}28\ V$
$A\ell^{3+}(aq) + 3\,e^- \Leftrightarrow A\ell(s)$	$E^0 = -1{,}66\ V$
$Ba^{2+}(aq) + 2\,e^- \Leftrightarrow Ba(s)$	$E^0 = -2{,}90\ V$

Com base no quadro, considere as reações abaixo.

I. $Ba(NO_3)_2 + 2\,Ag \rightarrow 2\,AgNO_3 + Ba$
II. $2\,A\ell(NO_3)_3 + 3\,Co \rightarrow 3\,Co(NO_3)_2 + 2\,A\ell$
III. $3\,AgNO_3 + A\ell \rightarrow A\ell(NO_3)_3 + 3\,Ag$

Quais reações serão espontâneas?

a) Apenas I. **b)** Apenas II. **c)** Apenas III. **d)** Apenas I e III. **e)** I, II e III.

11. (UFJF–MG) Um aluno fez experimentos eletroquímicos com placas de cobre e soluções ácidas e salinas. No primeiro experimento, a placa de cobre foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (pH = 1). No segundo experimento, outra placa de cobre foi mergulhada em uma solução de nitrato de prata. Com base nos valores de potencial apresentados abaixo, responda aos itens *a*, *b*, *c*, *d*.

$Ag^+(aq) + 1\,e^- \longrightarrow Ag(s)$ $E^0 = +0{,}80\ V$
$Cu^2(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$ $E^0 = +0{,}34\ V$
$Zn^2(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s)$ $E^0 = -0{,}76\ V$
$2H^+(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H^2(g)$ $E^0 = +0{,}00\ V$
$Au^{3+}(aq) + 3\,e^- \longrightarrow Au(s)$ $E^0 = +1{,}42\ V$

a) Ocorreu alguma reação no primeiro experimento? Explique.
b) Identifique os agentes redutor e oxidante do segundo experimento.
c) Calcule a ddp do processo, caso a placa de cobre seja trocada por uma placa de zinco no primeiro experimento.
d) Se a placa de cobre for trocada por uma placa de ouro, o que ocorreria no segundo experimento? Justifique.

12. (Uespi) Considere a tabela abaixo com os potenciais padrão de redução e analise as afirmações a seguir:

Semirreação	Potenciais padrão de redução, E^0 (V)
$Cu^{+2} + 2\,e^- \rightleftarrows Cu$	0,34
$Pb^{+2} + 2\,e^- \rightleftarrows Pb$	−0,13
$Ni^{+2} + 2\,e^- \rightleftarrows Ni$	−0,23

1. Quando uma placa de níquel é mergulhada numa solução aquosa contendo íons Pb^{+2}, ocorre deposição do chumbo metálico sobre a placa de níquel.
2. Quando um fio de cobre é mergulhado numa solução aquosa contendo íons Pb^{+2}, ocorre deposição do chumbo metálico sobre o fio de cobre.
3. Numa pilha montada com os pares Ni^{+2}/Ni e Cu^{+2}/Cu, o eletrodo de cobre metálico funcionará como cátodo.

Está(ão) correta(s):

a) 1, 2 e 3. **c)** 2 e 3 apenas. **e)** 1 apenas.
b) 1 e 2 apenas. **d)** 1 e 3 apenas.

RESPOSTAS

Capítulo 1

P. 20 Exercícios fundamentais

1. Em águas frias a solubilidade do O_2 é maior.

2. **a)** 80 g
b) 180 g

3. Não.

4. Béquer A: Não saturada.
Béquer B: Saturada.
Béquer C: Saturada (com corpo de fundo).

5. Béquer C: 20 g.

6. Béquer A.

7. Substância B.

8. Substância A.

9. 20 g

10. Não saturada. São necessárias 20 g para saturar a solução.

11. A solubilidade aumenta com a temperatura.

12. A solubilidade diminui com a temperatura.

13. A quantidade aumenta.

P. 21 Testando seu conhecimento

1. **a)** Água: H_2O; gás oxigênio: O_2.
b) O técnico refere-se ao gás oxigênio (O_2). O estudante pensa nos átomos do elemento oxigênio (O), presentes na molécula de água.

2. Afirmação I.

3. e

4. d

5. e

6. O $NaNO_3$ é mais solúvel.

7. 40 °C

8. $AgNO_3$

9. A 68 °C as solubilidades são iguais.
Abaixo de 68 °C, o $NaNO_3$ é mais solúvel.
Acima de 68 °C, o KNO_3 é mais solúvel.

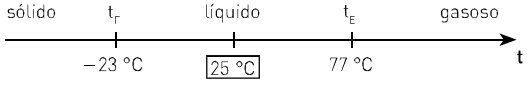
10. 440 g de $NaNO_3$

11. I. D;
II. A, C;
III. B;
IV. Resfriamento da solução.

12. b

13. c

14. **a)** A 25 °C, a substância está no estado líquido:

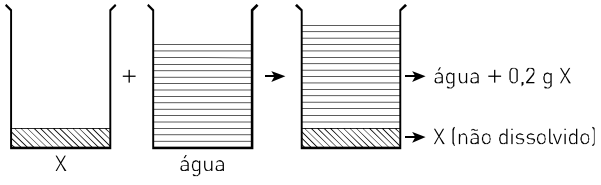


b) Para cada 100 g de água a 25 °C, a quantidade de X que forma solução saturada é igual a 0,1 g. Logo:

100 g H_2O ——— 0,1 g X
200 g H_2O ——— m
m = 0,2 g (dissolvido)

massa não dissolvida = 56,0 g − 0,2 g = 55,8 g

c) Como a substância X é mais densa que a água, a massa de X não dissolvida ficará no fundo do recipiente.



(represente aqui a mistura de água e X, quando não se observa mais a mudança visual)

P. 25 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. b

3. a

4. $1{,}69 \cdot 10^{-4}$ mol/L

5. Metano; insolúvel em água.

6. 34 g

7. c

8. d

9. **a)** 80 °C
b) 80 g de KCℓ

10. 02 + 04 + 16 = 22

11. e

12. **a)** A solubilidade diminui; 6 g de precipitado.
b) Absorve calor.

13. a

Capítulo 2

P. 33 Exercícios fundamentais

1. Sulfato de níquel II, $NiSO_4$.

2. Água, H_2O.

3. 50 g

4. 20 g

5. 500 g

6. I. Cálcio; 354 mg no leite integral; 372 mg no leite desnatado.
II. Leite desnatado (não contém colesterol).
III. Mistura homogênea a olho nu.
IV. Íon Ca^{2+}.

P. 33 Testando seu conhecimento

1. Solução A; 0,07 g/mL;
Solução B: 350 g/L.

2. **a)** Frasco C.
b) Solução A: 1 g/L.
c) Solução C: 1,5 g/L.
d) 5,5 g de soluto.
e) 1,5 g/L

3. **a)** 78,5 mg/L
b) Cloreto de potássio, cloreto de sódio di-hidratado, cloreto de sódio.

4. 150 g/L

P. 35 Exercícios fundamentais

1. Ácido acético.

2. Água.

3. 1,05 g

4. 1 050 g

5. 420 g

6. 1,2 g; 1 200 g

P. 35 Testando seu conhecimento

1. m = 99,8 g

2. m = 920 g; V = 800 mL

3. **a)** V = 600 cm^3
b) A soma das massas dos ingredientes antes e após a preparação da "massa" é a mesma, porém o mesmo não ocorre com seus volumes.

P. 38 Exercícios fundamentais

1. $NaC\ell$

2. H_2O

3. 0,009

4. 0,9

5. 99,1 g

6. Soluto: 4,5 g; solvente: 495,5 g.

7. $3{,}2 \cdot 10^{-3}$ g

8. 500 ppm em massa.

9. 104 ppm em volume.

P. 38 Testando seu conhecimento

1. **a)** 63 g
b) 37 g
c) 185 g de H_2O; 315 g de HNO_3
d) título = 0,63

2. 245 g de solvente.

3. 10 454 mL

4. d

5. I. 0,9 g;
II. $9 \cdot 10^{-4}$ g;
III. $9 \cdot 10^{-4}$ g;
IV. $5{,}4 \cdot 10^{-2}$ g.

6. d

7. e

8. e

P. 41 Exercícios fundamentais

1. a: 1 mol/L; b: 2 mol/L; c: 8 mol/L; d: 1,2 mol/L.

2. I. 3,42 g; II. 342 g · mol^{-1}; III. 0,5 L; IV. 0,02 mol/L.

3. 28 g

4. 10 L

5. 0,02 mol/L de Ca^{2+}; 0,04 mol/L de $C\ell^-$

6. 0,02 mol de Fe^{3+}: 0,03 mol/L de SO_4^{2-}

P. 42 Testando seu conhecimento

1. **a)** 0,632 mg/mL
b) 0,632 g/L
c) $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L

2. A; 115 mg/100 mL

3. B; 145 mg/100 mL

4. 0,05 mol/L

5. 0,027 mol/L

6. a

7. I. Sulfato de ferro II: $FeSO_4$; carbonato de lítio: Li_2CO_3.
II. 72 g de $MgSO_4$

8. b

9. d

10. **a)** 0,01 g/L
b) $9,3 \cdot 10^{-5}$ mol/L

11. c

12. c

13. 0,4 mol/L de íons K^+; 0,2 mol/L de íons SO_4^{2-}

P. 44 Exercícios fundamentais

1. 36 g

2. 1 190 g

3. 0,36

4. 428,4 g/L

5. 0,4

6. 90 g/L

7. 2 mol/L

8. a

P. 45 Testando seu conhecimento

1. a

2. d

3. a

4. 0,15 mol/L

5. e

6. a

7. 2,5%

8. d

P. 48 Exercícios fundamentais

1. I. 98 g; II. 98 g/mol; III. 162 g; IV. 18 g/mol; V. 1 mol; VI. 9 mol; VII. 0,1; VIII. 0,9.

2. x_{soluto}: 0,04; $x_{solvente}$: 0,96

P. 48 Testando seu conhecimento

1. e

2. 0,7 mol

3. 0,08

4. 28 g de KOH; 171 g de H_2O

5. $\mathcal{m} = 18$ mol/L; $X_1 = 0,23$

P. 51 Exercícios fundamentais

1. I. 7,4 g; II. 74 g $\cdot$ mol^{-1}; III. 10 kg; IV. 0,1 mol; V. 0,01 molal.

2. 40 g

3. c

P. 51 Testando seu conhecimento

1. 2; 20

2. b

3. 0,25 molal

4. 18 g

5. W = 0,1 molal; $\mathcal{m} = 0,1$ mol/L

P. 52 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. a

3. d

4. b

5. b

6. c

7. b

8. 920 g

9. 0,15

10. 250 mL

11. 473 L

12. 10 ppm; 10 000 ppb

13. 24,7 g do sal.

14. $1{,}3 \cdot 10^{-4}$ g

15. $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ g

16. a

17. b

18. c

19. c

20. c

21. b

22. d

23. b

24. b

25. d

26. c

27. a

28. d

29. d

30. e

31. c

32. d

33. Citrato: 0,01 mol/L.
Na^+: $4{,}62 \cdot 10^{-2}$ mol/L

34. **a)** 2 g
b) 0,365 g

35. b

36. d

37. a

38. b

39. d

40. 0,54 mol/L

41. c

42. I. F
II. V
III. F
IV. F
V. F

43. I. V
II. V
III. F
IV. F
V. V

44. d

45. b

46. a

47. **a)** A substância presente no sangue que promove a rápida decomposição da água oxigenada é uma enzima chamada catalase, uma proteína. A catalase diminui a energia de ativação da reação de decomposição da água oxigenada.
b) p = 3%

48. c

49. 2 mol/L

50. 0,09

51. 0,15

52. 12,5 mol/L

53. 364,2 g/L

54. e

55. 12,5 molal

56. Todas estão corretas.

Capítulo 3

P. 62 Exercícios fundamentais

1. Sódio: Na; potássio: K. Pertencem à família 1.

2. Glicose: $C_6(H_2O)_6$ ou $C_6H_{12}O_6$.

3. Na^+

4. K^+

5. $C\ell^-$

6. $4{,}5 \cdot 10^{-4}$ g

7. $6 \cdot 10^{-2}$ g

8. 0,12 mg/mL

9. $4{,}2 \cdot 10^{-1}$ g/L

10. Na^+: 45 mg; K^+: 12,0 mg; $C\ell^-$: 42 mg

11. Na^+: $4{,}5 \cdot 10^{-2}$ g/L; K^+: $1{,}2 \cdot 10^{-2}$ g/L; $C\ell^-$: $4{,}2 \cdot 10^{-2}$ g/L

12. I. **a)** Aumentou.
b) Aumentou.
c) Permaneceu a mesma.
d) Aumentou.
e) Permaneceu o mesmo.
II. Antes: 20 partículas do soluto/L; depois: 8 partículas do soluto/L.

13. c

14. b

P. 63 Testando seu conhecimento

1. I. solução 2; II. solução 3.

2. 3 g

3. 2,5 mL

4. 4 g/L

5. d

6. 0,4 g/L

7. 50 mL

8. c

9. b

10. b

11. **a)** H_2SO_4: ácido sulfúrico; $HC\ell$: ácido clorídrico; H_3PO_4: ácido fosfórico.
b) Dissolvem-se 98 g (1 mol) de H_2SO_4 em água suficiente até que o volume final seja de 1 L.
Retiram-se 5 mL desta solução e dilui-se seu conteúdo para 200 mL de solução:

$$\mathcal{M}V = \mathcal{M}'V' \Rightarrow V = \frac{0{,}025\ \text{mol/L} \cdot 200\ \text{mL}}{1\ \text{mol/L}} \Rightarrow V = 5\ \text{mL}$$

P. 65 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. a

3. **a)** 0,154 mol/L
b) 3 L

4. c

5. c

6. d

7. d

8. b

9. **a)** 500 L
b) 100 g
c) Apenas a água evapora, o sal não.

10. c

11. b

12. e

13. b

14. e

15. b

16. 01 + 16 = 17

17. **a)** 18 mol/L
b) 3,6 mol/L

18. **a)** 12 mol/L
b) 0,17 mol/L

19. b

20. c

21. c

22. d

Capítulo 4

P. 73 Exercícios fundamentais

1. O suco b.

2. **a)** C = 40 g/L; **b)** C = 53,3 g/L

3. 48 g/L

4. **a)** 20 g/L de $CO(NH_2)_2$
b) 25 g/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$
c) 4 g/L de $CO(NH_2)_2$ e 20 g/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$.

P. 74 Testando seu conhecimento

1. 96 g/L

2. 0,05 L

3. 3,00 g/L

4. 2 L

5. d

6. c

P. 75 Aprofundando seu conhecimento

1. b

2. d

3. **a)** n = 0,24 mol do soluto.
b) $C_{(final)}$ = 1,65 mol/L

4. d

5. 1,925 g/L

6. c

7. c

8. e

9. a

10. a

11. 40 mL da solução 1,5% e 60 mL da solução 0,5%

12. d

P. 81 Exercícios fundamentais

1. $HC\ell + KOH \rightarrow KC\ell + H_2O$

2. 0,1 mol de $HC\ell$ e 0,1 mol de KOH.

3. Não há excesso.

4. neutra

5. 0,1 mol de $KC\ell$

6. 0,05 mol/L

7. $HBr + NaOH \rightarrow NaBr + H_2O$

8. x = 0,1 mol de HBr e y = 0,06 mol de NaOH.

9. HBr em excesso.

10. ácida

11. 0,12 mol/L de NaBr.

12. 0,08 mol/L de HBr em excesso.

13. ácida

14. 0,05 mol de H_2SO_4

15. 0,1 mol/L de H_2SO_4

16. 0,1 mol/L de Na_2SO_4

17. $H_3PO_4 + 3\ KOH \rightarrow K_3PO_4 + 3\ H_2O$

18. 0,2 mol de H_3PO_4

19. 0,6 mol de KOH

20. 0,2 mol de K_3PO_4

21. 0,04 mol/L

22. $AgNO_3\ (aq) + NaC\ell\ (aq) \rightarrow AgC\ell\ (s) + NaNO_3\ (aq)$

23. 0,1 mol/L de $AgC\ell$

24. 0,1 mol de $NaNO_3$

25. 0,1 mol de $NaNO_3$

26. menor

P. 82 Testando seu conhecimento

1. c

2. **a)** amarelo
b) verde

3. 75 mL

4. d

5. c

6. c

7. **a)** $H_2SO_4 + 2\ KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2\ H_2O$
0,1 mol/L de K_2SO_4
b) 0,15 mol/L

8. **a)** 0,4 mol/L
b) $5 \cdot 10^{-3}$ mol
c) O reagente limitante é o $Pb(NO_3)_2$.
1 mol de $Pb(NO_3)_2$ reage com 2 mol de NaOH.
$5 \cdot 10^{-3}$ mol de $Pb(NO_3)_2$ reage com 10^{-2} mol de NaOH.
0,09 mol de NaOH; excesso
d) 1,205 g de $Pb(OH)_2$

9. c

10. b

11. e

12. Equação química completa e balanceada da reação de neutralização:
$Ca(OH)_2 + 2\ HC\ell \rightarrow 2\ H_2O + CaC\ell_2$
Aconcentração de hidróxido de cálcio é 0,185 g/L.

13. b

14. c

15. e

P. 85 Aprofundando seu conhecimento

1. 20 mL

2. 15 mol/L

3. **a)** sim (C = 392 g/L)
b) Na_2SO_4; sulfato de sódio

4. **a)** $NaOH + HC\ell \rightarrow NaC\ell + H_2O$
b) 0,5 L

5. e

6. c

7. c

8. d

9. 200 mL

10. **a)** $6{,}03 \cdot 10^{-3}$ mol de $Mg(OH)_2$
b) 12,1 mL de solução de $HC\ell$

11. 80% de pureza

12. c

13. a

14. **a)** 0,12 mol/L
b) Uso hospitalar: 1,7% em massa.
Solução preparada:
(Porcentagem em massa) × d × 1 000 = (Concentração molar) × M
(Porcentagem em massa) × 1 × 1 000 = 0,12 × 170
(Porcentagem em massa) = 0,0204 = 2,04%
2,04% > 1,7%
A solução não é adequada para uso hospitalar.

15. d

16. b

Capítulo 5

P. 100 Exercícios fundamentais

1. I. F; II. G; III. E; IV. D; V. B; VI. A; VII. C.

2. I. C; II. A; III. C; IV. F; V. E; VI. G; VII. H; VIII. B.

3. I. sólido $\xrightarrow{\text{fusão}}$ líquido
II. Com o aumento da pressão, causado pelo arame, o gelo funde. Após sua passagem, ele se solidifica.
III. Não, após a passagem do arame o gelo volta a se solidificar.
IV. Os patins (sua lâmina) geram uma grande pressão e fundem o gelo, deslizando, assim, sobre uma fina camada de água líquida.

P. 101 Testando seu conhecimento

1. I. sólido; II. líquido; III. gasoso; IV. gasoso.

2. B — A: sólido-gás; C — A: sólido-líquido; D — A: líquido-gás.

3. Ponto triplo = 5,1 atm e −56,6 °C.

4. Porque seu ponto triplo está acima de 1 atm.

5. A temperatura dos *freezers* não é suficientemente baixa.

6. A partir do texto apresentado, temos que a água presente no cometa passa diretamente do estado sólido (gelo) para o estado gasoso (volatiliza-se), logo a flecha *c* mostrada no diagrama representa a transformação indicada.

7. d

8. I. E; estado sólido
II. D; solidificação/fusão
III. C; estado líquido
IV. B; condensação/vaporização
V. A; estado gasoso

P. 102 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. 01 + 04 + 08 + 32 = 45

3. e

4. c

5. **a)** Cidade A.
b) Menores temperaturas para as mudanças de estado.

6. d

7. **a)** 140 °C
b) Aproximadamente 60 °C e 2 atm.

P. 109 Exercícios fundamentais

1. Nos três frascos.

2. Como os frascos estão nas mesmas condições de pressão e temperatura, a pressão de vapor da acetona é a mesma nos três.

3. Substância III.

4. Substância I.

5. A. III; B. II; C. I.

6. Substância I.

P. 110 Testando seu conhecimento

1. Porque o líquido B é o mais volátil, possuindo maior pressão de vapor.

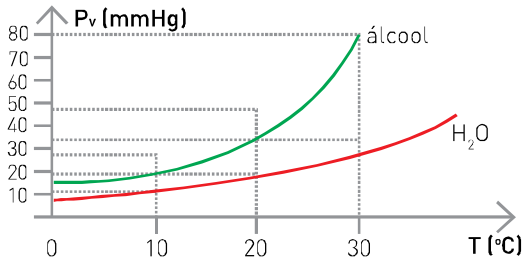
2. O líquido B.

3. O líquido A.

4. O líquido B.

5. c

6.



7. Quanto menor a pressão externa, menor será a temperatura de ebulição.
Um líquido ferve quando a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica.

8. **a)** 20 min
b) 60 min
c) 1 300 m

9. a

10. c

11. 01 + 04 + 16 + 32 = 53

12. b

13. **a)** éter = 35 °C (aproximadamente); etanol = 78 °C (aproximadamente)
b) éter = gasoso; etanol = líquido

14. I. 700 mmHg
II. 115 °C
III. A é mais volátil, pois apresenta interações intermoleculares mais fracas.

P. 113 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. Utilizar uma panela de pressão, para que a água entre em ebulição a uma temperatura maior.

3. Ao nível do mar, a pressão sendo maior o cozimento é mais rápido.

4. d

5. **a)** 100 °C
b) 115 °C

6. b

7. **a)** 10 °C
b) As moléculas de butan-1-ol interagem por ligações de hidrogênio (interações fortes).

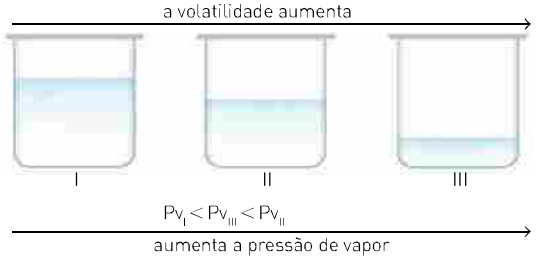
8. c

9. A = n-hexano; B = isopropanol; C = n-octano; D = tetracloreto de carbono.

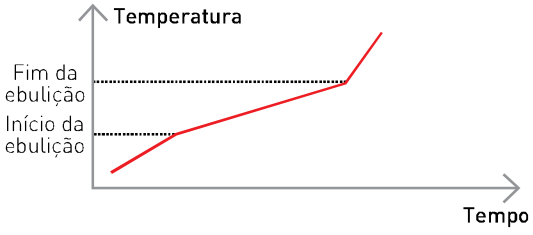
10. **a)** Pela análise do gráfico de pressão de vapor em função da temperatura. Quando a pressão de vapor for 700 mmHg, igual à pressão atmosférica (a 80 °C), o líquido encontra-se em ebulição.
b) Líquido *x*: mais volátil (maior pressão de vapor); líquido *y*: menos volátil (menor pressão de vapor).
c) O aumento da temperatura aumenta a energia cinética das moléculas e uma maior quantidade de moléculas atinge o estado de vapor.

11. **a)** Somente a substância associada à curva D tem temperatura de ebulição inferior a 70 °C a 760 mmHg, portanto é a única no estado gasoso.
TE (D) = 60 °C (1 atm)
b) TE em ordem crescente: D < C < B < A
$HCC\ell_3 < CC\ell_4 < H_2O < CH_3COOH$
Embora o $CC\ell_4$ seja apolar, apresenta TE superior à do $HCC\ell_3$, porque a polaridade do $HCC\ell_3$ é muito pequena. Nesse caso, prevalece a influência da maior massa molar do $CC\ell_4$.

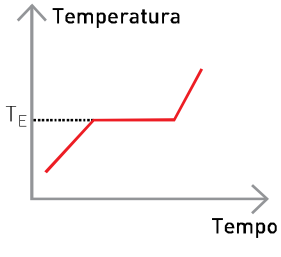
12. **a)** De acordo com a ilustração a seguir, a mistura dos solventes I e II pode ser separada por destilação fracionada.



b) Misturas II e III.



Misturas I e III (mistura azeotrópica: $T_{ebulição}$ = constante).



Capítulo 6

P. 123 Exercícios fundamentais

1. Evaporação da água.

2. I

3. II: molecular; III: iônico.

4. Como as massas dos solutos são iguais, o soluto de menor massa molar, o NaCℓ, apresentará o maior número de mols.

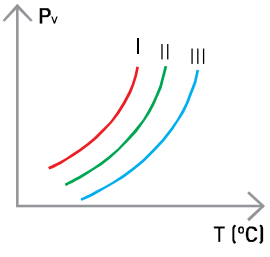
5. III

6. Porque nada dificulta sua evaporação.

7. Porque contém o maior número de partículas dissolvidas.

8. $P_{III} < P_{II} < P_{I}$

9.



P. 123 Testando seu conhecimento

1. **a)** $C_2H_5C\ell = 15\ °C$; $CHC\ell_3 = 60\ °C$
b) Diminui a pressão de vapor.

2. a

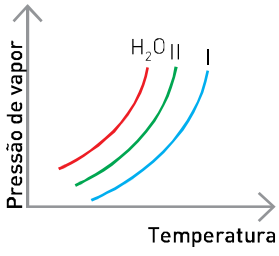
3. **a)** I. A; II. B; III. C.
b) III
c) III
d) Diminui a pressão de vapor.

4. b

5. a

6. d

7. **a)** $m_{CaC\ell_2} = 5{,}55\ g$
b) Teremos:
Solução I (500 mL de solução de cloreto de cálcio 0,1 mol · L^{-1})
$CaC\ell_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ C\ell^-$
0,05 mol $\underbrace{0{,}05\ mol \quad 2 \times 0{,}05\ mol}_{0{,}15\ mol\ de\ partículas}$
Solução II (500 mL de solução de glicose 0,2 mol · L^{-1})
1 000 mL (solução) ——— 0,2 mol (glicose)
500 mL (solução) ——— $n_{glicose}$
$n_{glicose} = 0{,}10\ mol$
$(C_6H_{12}O_6)_1 \rightarrow 1\ C_6H_{12}O_6$
0,10 mol $\underbrace{0{,}10\ mol}_{0{,}10\ mol\ de\ partículas}$
Conclusão: a solução II é mais concentrada do que a solução I.
Como a solução II é mais concentrada do que a água, sua curva aparece logo abaixo da curva da água. Já a solução I é mais concentrada do que a solução II, por isso sua curva aparece abaixo da curva II.



P. 125 Aprofundando seu conhecimento

1. X = água ⇒ maior pressão de vapor, logo a coluna de mercúrio terá menor altura.
Y = solução 0,1 mol/L de NaCℓ ⇒ menor pressão de vapor, pois apresenta maior número de partículas dissolvidas; logo, a coluna de mercúrio terá maior altura.
Z = solução 0,10 mol/L de ureia.

2. **a)** Linha contínua: solvente (líquido puro); linha pontilhada: solução.
b) A temperatura de ebulição do líquido puro é aproximadamente (80 ± 1) °C.

3. A associação correta para as curvas é:
1 – éter (mais volátil)
2 – etanol
3 – solução de ureia (menos volátil)

4. b

5. d

6. d

7. a

8. Verdadeiros = c, d; falsos = a, b

9. **a)** maior.
b) aumenta.
c) permanece constante.

P. 132 Exercícios fundamentais

1. B, C

2. A: 0,1 mol; B: 0,2 mol; C: 0,3 mol.

3. C; maior quantidade de partículas de soluto.

4. A < B < C

5. C < B < A

P. 133 Testando seu conhecimento

1. c

2. a

3. d

4. a

5. a

6. e

7. **a)** IV < II < I < III
b) 5,8 g/L

8. a

9. A solução de NaCℓ apresenta maior temperatura de ebulição e menor temperatura de fusão.

10. d

11. b

P. 135 Aprofundando seu conhecimento

1. b

2. Amostra B; 1 L de solução B.

3. **a)** Frasco X.
b) A temperatura de X aumenta e a de Y permanece a 100 °C.

4. Corretas: (0-0) e (2-2).

5. e

6. Quanto maior o número de partículas dissolvidas de soluto não volátil, menor será a temperatura de congelamento.

7. d

8. c

9. a

10. a

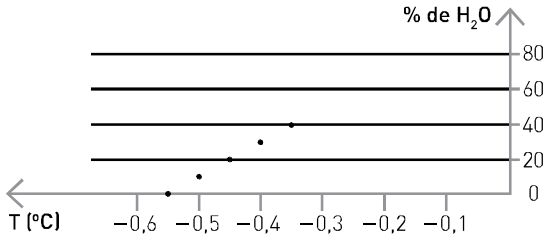
11. Corretos: I, III, IV e V.

12. d

13. Correta: (3-3).

14. d

15. **a)**



b) Ocorre uma diluição, diminuindo a concentração da solução.

P. 140 Complemento

1. **a)** $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,02$
b) $\Delta P = 14$ mmHg
c) $P = 686$ mmHg

2. $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,01$

3. **a)** 0,004
b) 0,08 mmHg
c) 19,92 mmHg

4. d

5. $m_{C_5H_{12}} = 25\ mL \cdot 0,63\ g/L = 15,75\ g$

$M_{C_5H_{12}} = 72\ g/mol \therefore n_{C_5H_{12}} = \frac{15,75\ g}{72\ g/mol} = 0,22\ mol$

$m_{C_6H_{14}} = 45\ mL \cdot 0,66\ g/mL = 29,7\ g$

$M_{C_6H_{14}} = 86\ g/mol \therefore n_{C_6H_{14}} = \frac{29,7\ g}{86\ g/mol} = 0,35\ mol$

$x_{C_5H_{12}} = \frac{0,22}{0,57} = 0,39 \cong 0,40$

$x_{C_6H_{14}} = \frac{0,35}{0,57} \cong 0,61 \cong 0,60$

a) A fração molar do C_5H_{12} na solução é 0,40.

b) A pressão de vapor da solução é 384 mmHg.

$P_{C_5H_{12}} = 0,40 \cdot 511 = 204$ mmHg

$P_{C_6H_{14}} = 0,60 \cdot 300 = 180$ mmHg

$P_{solução} = 204 + 180 = 384$ mmHg

6. **a)** A quantidade de água irá aumentar em (1) e diminuir em (2).

b) massa de H_2O em (1) = 180 + 60 = 240 g

massa de H_2O em (2) = 180 − 60 = 120 g

P. 142 Complemento

1. d

2. d

3. massa molar = 44,3 g/mol

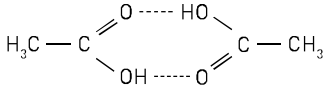
4. **a)** 180 g/mol
b) $C_6H_{12}O_6$

5. 4 átomos. A criometria apresentou o valor mais próximo.

6. d

7. a

8. **a)** considerando i = 1
massa molar = 62,4 g/mol
b) 120 g/mol



9. $K_E = 0{,}5\ °C\ molal^{-1}$
$K_C = 2\ °C\ molal^{-1}$

10. A água se solidifica, mas as soluções não vão se solidificar.

11. b

12. d

Capítulo 7

P. 153 Exercícios fundamentais

1. A água no interior da batata sai para dissolver o sal e com isso o volume da batata diminui e ela entra no copo.

2. I. Perde água, ficando desidratada.
II. Perdem água, desidratam e morrem.

3. II, III e VI.

4. $\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i \Rightarrow \pi = 0{,}3 \cdot 0{,}082 \cdot 310 \cdot 1 \Rightarrow$
$\Rightarrow \pi = 7{,}626$ atm

P. 154 Testando seu conhecimento

1. d

2. Verdadeiras: 0-0, 2-2, 4-4; falsas: 1-1 e 3-3.

3. **a)** O carbonato de cálcio reage com o ácido originando um sal solúvel.
$CaCO_3\ (s) + H_3CCOOH\ (aq) \rightarrow Ca(H_3CCOO)_2\ (aq) +$
$+ CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$
b) O ovo incha em meio hipotônico (água) e murcha em meio hipertônico (salmoura).

4. a

5. **a)** As três apresentam a mesma pressão osmótica.
b) As três fervem à mesma temperatura, acima de 100 °C a 1 atm.

6. 02 + 08 = 10

7. **a)** Em A aumenta e em B diminui.
b) Aplicando a A uma pressão superior à pressão osmótica provocaremos a contraosmose.

8. $2{,}4 \cdot 10^5$ g/mol

9. $4{,}8 \cdot 10^4$ g/mol

10. **a)** 771,9 kPa
b) Não. A bebida é hipertônica devido aos carboidratos.

P. 156 Aprofundando seu conhecimento

1. e

2. 04

3. b

4. A água do meio externo atravessa, por osmose, a membrana semipermeável. Com o aumento do volume no espaço da solução saturada de NaCℓ, a membrana elástica se estica e empurra as moléculas do princípio ativo pelos orifícios da parede rígida.

5. e

6. d

7. a

8. **a)** Solução de NaCℓ 0,15 mol/L e glicose 0,3 mol/L.
b) Elas irão murchar, pois o meio externo está hipertônico.

9. $2 < 1 < 3$

10. **a)** 7,626 atm; isotônico
b) A: glicose; B: NaCℓ

11. **a)** 40 000 mg/L
b) A pressão mínima a ser aplicada deverá ser superior a $\pi = 8{,}6 \cdot 10^5$ Pa.
c) A pressão mínima a ser aplicada se o sal fosse Na_2SO_4 teria que ser maior que aquela usada no caso de NaCℓ.

12. a

13. e

14. 90%

15. a

Capítulo 8

P. 168 Exercícios fundamentais

1. 3160 kJ; 756 kcal.

2. 172,4 min

3. Dois pães com manteiga.
4. 81,8 min
5. I. Q = 40 kJ
   II. 20 kJ/g; 4,78 kcal/g.
6. $25{,}08 \cdot 10^5$ J

P. 169 Testando seu conhecimento

1. **a)** 1 470 kJ (351,7 kcal)
   b) 80 minutos
2. b
3. d
4. d
5. Corretas: (0-0), (1-1) e (3-3).

P. 170 Aprofundando seu conhecimento

1. a
2. 6 L
3. Corretas: 02, 08 e 16.
4. c
5. b

Capítulo 9

P. 177 Exercícios fundamentais

1. I. Fusão
   II. Vaporização
   III. Solidificação
   IV. Liquefação/Condensação
   V. Sublimação
2. I. Fusão (endotérmica)
   II. Vaporização (endotérmica)
   III. Solidificação (exotérmica)
   IV. Liquefação/Condensação (exotérmica)
   V. Sublimação (endotérmica)
3. Ocorre um fenômeno físico na situação *a*. As moléculas de butano (C_4H_{10}) passam do estado líquido para o estado gasoso.
4. O fenômeno físico apresentado é endotérmico.
5. Ocorre um fenômeno químico na situação b. A combustão do gás butano.
6. A combustão do gás butano é um fenômeno químico exotérmico.
7. A equação química devidamente balanceada é:
   $C_4H_{10} + (13/2)\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$
8. O calor liberado é de 13 290 kJ.
9. A energia liberada é de 1 329 kJ.

P. 178 Testando seu conhecimento

1. c
2. b
3. d
4. Liberada 6 865 kJ.
5. Liberada 686,5 kJ.
6. Liberada 13 370 kJ.
7. **a)** $106\ CO_2 + 16\ NO_3^- + HPO_4^{2-} + 122\ H_2O + 18\ H^+ \rightleftharpoons C_{106}H_{263}O_{110}N_{16}P + 138\ O_2$
   b) A reação ocorre com absorção de energia.
   c) Quanto maior formação do fitoplâncton, menor a quantidade de CO_2 presente na atmosfera, o que atenua o efeito estufa.

P. 179 Aprofundando seu conhecimento

1. a
2. a
3. d
4. b
5. $1{,}5 \cdot 10^7$ g de CH_4
6. **a)** $C_6H_{14} + 9{,}5\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 7\ H_2O + 3\,883$ kJ
   $C_7H_{16} + 11\ O_2 \rightarrow 7\ CO_2 + 8\ H_2O + 4\,498$ kJ
   b) 6 343 kJ/mol

P. 183 Exercícios fundamentais

1. Exotérmica.
2. São liberados 1 208 kJ.
3. São liberados 24 160 kJ.
4. Ocorre absorção de energia (calor).
5. São absorvidos 120,8 kJ.
6. $\frac{1}{2}\ N_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow NO\ (g);\ \Delta H = +90{,}0$ kJ/mol.
7. A: NO (g); B: $\frac{1}{2}\ N_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$
8. Q = 810 kJ.

P. 183 Testando seu conhecimento

1. Exotérmicas: III e V; endotérmicas: I, II e IV.
2. b
3.

	H (kJ/mol)
	Sn (s), O_2 (g)
0	
−580	SnO_2 (s)

4. 2320 kJ
5. 5800 kJ
6. 1465 kJ
7. Liberados 2920 kJ.
8. Liberados 70 kJ.
9. e
10. b
11. **a)** Produzidos $14{,}5 \cdot 10^3$ kJ.
    b) 250 L
    c) 0,05 mol/min

P. 185 Aprofundando seu conhecimento

1. c
2. c
3. A reação absorve a energia luminosa, indisponível metabolicamente para a maior parte dos seres vivos, e a transforma em energia química, armazenada nas moléculas de glicose, que pode ser utilizada por outros seres vivos.
4. c
5. c
6. b
7. e
8. E = 8,66 kJ (liberados) $\Rightarrow \Delta H = -8{,}66$ kJ/3 g H_2O_2 (ℓ)
9. c

Capítulo 10

P. 195 Exercícios fundamentais

1. $\frac{1}{2} H_2$ (g) + $\frac{1}{2} C\ell_2$ (g) → HCℓ (g);
   2 $C_{(graf)}$ + H_2 (g) → C_2H_2 (g);
   $\frac{1}{2} N_2$ (g) + $\frac{1}{2} H_2$ (g) + $\frac{3}{2} O_2$ (g) → HNO_3 (ℓ);
   Na (s) + $\frac{1}{2} O_2$ (g) + $\frac{1}{2} H_2$ (g) → NaOH (s);
   6 $C_{(graf)}$ + 6 H_2 (g) + 3 O_2 (g) → $C_6H_{12}O_6$ (s).
2. H_{CS_2} = +79,6 kJ/mol; $H_{NaC\ell O_3}$ = −359 kJ/mol
3. $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
4. Combustão.
5. 8 $C_{(graf)}$ + 9 H_2 (g) → C_8H_{18} (ℓ)
   $\frac{1}{2} O_2$ (g) + H_2 (g) → H_2O (ℓ)
   $C_{(graf)} + O_2 \rightarrow CO_2$ (g)
6. C_8H_{18} (ℓ) + $\frac{25}{2} O_2$ (g) → 8 CO_2 (g) + 9 H_2O (ℓ)
7. Q = 27600 kJ liberados
8. $\Delta H_{C_8H_{18}} = -201{,}5$ kJ
9. a

P. 196 Testando seu conhecimento

1. $\Delta H = +2813$ kJ/mol
2. $\Delta H = +130$ kJ/mol
3. $\Delta H = -3200$ kJ/mol
4. **a)** $C_2H_4 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$
   b) $\Delta H = -337{,}3$ kcal/mol
5. **a)** P_4S_3 (s) + 8 O_2 (g) → P_4O_{10} (s) + 3 SO_2 (g)
   b) $\Delta H = -3679{,}4$ kJ/mol
   c) Calor liberado: 735,9 kJ.
6. Falsa: II Verdadeiras: I, III, IV, V
7. c
8. a
9. 02 + 04 = 06
10. c
11. A entalpia padrão de formação do formol corresponde a −110 kJ/mol.
12. Equação química balanceada:
    4 As (s) + 3 O_2 (g) → 2 As_2O_3 (s)
    São liberados 6600 kJ de energia na formação do As_2O_3.

P. 199 Aprofundando seu conhecimento

1. c
2. d
3. O calor liberado será de 68 kJ por mol de H_2.
4. b

5. **a)** Equação química balanceada da reação de combustão do metanol:

$1\ CH_3OH\ (\ell) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 1\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$

b) $\Delta H = -638{,}1$ kJ/(mol de metanol)

c) $m_{CO_2} = 176$ g

6. e

7. **a)** Equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60}:

$10\ C_6H_6\ (\ell) + 15\ O_2\ (g) \rightarrow 30\ H_2O\ (\ell) + C_{60}\ (s)$

b) $\Delta H = -6\,743$ kJ/mol C_{60}

$\Delta H = -674{,}3$ kJ/mol C_6H_6

8. c

9. c

10. b

11. **a)** 28,46 kJ

b) P = 47,56 atm

12. **a)** $\Delta H = -242$ kJ/mol

b) O processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global porque libera $CO_2\ (g)$ e $CH_4\ (g)$, que estão relacionados com o efeito estufa.

c) n = 19,72 mol CH_4

13. **a)** $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

$C_4H_{10} + (13/2)\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$

b) (i) isobutano; −2 868,8 kJ/mol

(ii) propano; −2 208,9 kJ/mol

c) V = 3 626 L (aproximadamente)

d) 397 478 kJ de energia liberados (aproximadamente)

14. **a)** O etanol libera mais energia por grama (26,84 kJ > > 19,95 kJ).

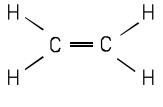
b) E = 107 360 kJ

P. 206 Exercícios fundamentais

1. *x* será maior que 495 kJ porque a quebra da ligação tripla requer mais energia do que a quebra da ligação dupla ou simples.

2. $299 < a < 431$

Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos da molécula, mais difícil é romper sua ligação, portanto maior será a energia necessária.

3. 

$614 + 4 \cdot (413) = 2\,266$ kJ

4. Br — Br : $1 \cdot 193 = 193$ kJ

5. $2\,266 + 193 = 2\,459$ kJ

6. C — H : $4 \cdot (413) = 1\,652$ kJ

7. C — Br : $2 \cdot (276) = 552$ kJ

8. C — C : $348 = 348$ kJ

9. Energia total liberada: $1\,652 + 552 + 348 = 2\,552$ kJ.

10. A reação é exotérmica porque a quantidade de energia liberada (2 552 kJ) é maior que a quantidade de energia absorvida (2 459 kJ).

11. Saldo: $2\,552 - 2\,459 = 93$ kJ.

12. $\Delta H = H_{lib} - H_{abs}$

$\Delta H = -93$ kJ

P. 207 Testando seu conhecimento

1. a

2. b

3. a

4. b

5. a

6. a

7. c

P. 209 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. $\Delta H_{formação\ (NH_3)} = -44$ kJ

3. a

4. c

5. b

6. **a)** $\Delta H = -585$ kJ

b) $\Delta H = 101$ kJ

7. **a)** C_2H_4O

b) $\Delta H = -355$ kcal/mol

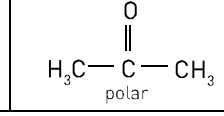
8. H — F = 497 kJ/mol

H — Br = 365 kJ/mol

9. $\Delta H = -35$ kJ

10. b

11. **a)** O acetileno é um hidrocarboneto da classe dos alquinos.

HC ≡ CH apolar	 polar	 polar

A água é a mais polar, e a acetona, por ser menos polar, favorece a dissolução do acetileno.

b)

O = C = O	ligações polares e molécula apolar
	ligações polares e molécula polar

c) Endotérmico, pois $\Delta H = +1\,207$ kJ/mol.

d) $\Delta H = -997$ kJ/mol

12. A soma das energias de ligação do oleato de metila é igual a 22 286 kJ/mol.

Capítulo 11

P. 217 Exercícios fundamentais

1. $\Delta H = -110{,}5$ kJ

2. $C_{graf} + 2\,H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$ $\quad \Delta H = -18$ kcal

$CH_4(g) \rightarrow C(g) + 2\,H_2(g)$ $\quad \Delta H = +190$ kcal

$C_{graf} \rightarrow C(g)$ $\quad \Delta H = +172$ kcal

3. I. $CH_4(g)$; II. $C(g) + 2\,H_2(g)$

4. $\Delta H_1 = -18$ kcal; $\Delta H_2 = -190$ kcal; $\Delta H = +172$ kcal

5. 860 kcal absorvido.

6. 1 720 kcal absorvido.

7. $\Delta H = -94{,}4$ kcal

P. 218 Testando seu conhecimento

1. c

2. $\Delta H = +7{,}3$ kJ/mol

3. $\Delta H = +44$ kJ/mol

4. $\Delta H = +51{,}3$ kJ/mol

5. $\Delta H = (\Delta H_1 - \Delta H_2)$

6. $\Delta H = -284$ kJ/mol

7. $\Delta H = -1\,371{,}1$ kJ/mol; exotérmica

8. São necessários 1 800 kJ de energia.

9. **a)** $NH_3 + 2\,O_2 \rightarrow HNO_3 + H_2O$

b) $\Delta H = -447$ kJ/mol

c) energia liberada: $897 \cdot 10^6$ kJ

10. $\Delta H = +2\,034$ kJ

11. $\Delta H^0 = 492$ kJ

12. e

13. a

P. 220 Aprofundando seu conhecimento

1. b

2. b

3. E = 43 500 kJ/kg de hidrogênio produzido.

4. b

5. b

6. b

7. c

8. e

9. c

10. e

11. **a)** $\Delta H_{final} = -108$ kJ

b) $E_{(liberada)} = 930$ kJ $\Rightarrow$ reação exotérmica

12. a

13. **a)** A partir da tabela obtemos as seguintes equações:

$Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\,e^- \quad \Delta H = -467\ kJ \cdot mol^{-1}$ (inverter)

$\frac{1}{2}F_2(g) + 1\,e^- \rightarrow 1\,F^-(aq) \quad \Delta H = -335\ kJ \cdot mol^{-1}$ (inverter e multiplicar por 2)

$Mg(s) + F_2(g) \rightarrow MgF_2(s) \quad \Delta H = -1\,124\ kJ \cdot mol^{-1}$ (manter)

$Mg^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Mg(s) \quad \Delta H = +467\ kJ \cdot mol^{-1}$

$2\,F^-(aq) \rightarrow F_2(g) + 2\,e^- \quad \Delta H = 2(+335)\ kJ \cdot mol^{-1}$

$Mg(s) + F_2(g) \rightarrow MgF_2(s) \quad \Delta H = -1\,124\ kJ \cdot mol^{-1}$

$Mg^{2+}(aq) + 2\,F^-(aq) \xrightarrow{global} MgF_2(s)$

$\Delta H_{total} = (+467 + 2(+335) - 1\,124)\ kJ = +13\ kJ$

b) $\Delta H = +13$ kJ

Complemento

P. 227 Exercícios

1. Libera 115,4 kJ.

2. c

3. d

4. I. A titulação de volumes iguais de cada uma das soluções requer o mesmo volume de solução padrão de NaOH. Não se distingue, portanto, cada uma das soluções.

$HX + NaOH \rightarrow NaX + H_2O$ (fraco)

$HY + NaOH \rightarrow NaY + H_2O$ (forte)

II. Permite, pois a reação de 1 mol de qualquer ácido forte (HY) com 1 mol de qualquer base forte (NaOH) libera sempre a mesma quantidade de calor (13,7 kcal).

A reação de 1 mol de ácido fraco (HX) com 1 mol de base forte (NaOH) libera uma quantidade de calor menor que 13,7 kcal.

5. c

6. **a)** $H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

b) $nH_2SO_4 = 5 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot 50 \cdot 10\ L = 250\ mol$

1 mol de H_2SO_4 reage com 2 mol de NaOH $\rightarrow$

$\rightarrow nNaOH = 500\ mol.$

$mNaOH = 500\ mol \cdot 40\ g/mol = 20\,000\ g = 20\ kg$

c) Para cada mol de H_2SO_4 neutralizado são formados 2 mol de água, portanto, nas condições do item *b*, são produzidos 500 mol de água.

$\Delta H = -13{,}8 \cdot 500 = -6\,900\ kcal.$

d) mH_2SO_4 em 10 mL de ácido = 19,6 g

$nH_2SO_4 = 19{,}6\ g/98{,}0\ g \cdot mol^{-1} = 0{,}2\ mol$

$\Delta H = -20{,}2 \cdot 0{,}2 = 4{,}04\ kcal$

$\Delta T = 4\,040\ cal/100\ cal/°C = 40{,}40\ °C$

P. 229 Exercícios

1. a

2. e

3. e

4. **a)** $\Delta H = +427\ kJ$

b) $\Delta H = -470\ kJ$

c) $\Delta H = -43\ kJ$

5. **a)** +708 kJ

b) −691 kJ

c) +17 kJ

6. **a)** +848 kJ

b) −885 kJ

c) −37

7. Corretas: (0-0), (1-1) e (3-3).

P. 231 Exercícios

1. e

2. b

3. Corretas: (1-1), (3-3) e (4-4).

4. Corretas: (1-1), (2-2), (3-3) e (4-4).

5. Maior que 100 °C.

6. a

7. 4

8. 2

9. 1

10. 3

11. 4

12. 1 e 2

13. a

14. Corretas: (1-1), (2-2) e (4-4).

15. $T > 1\,111\ K \Rightarrow$ reação espontânea

$T < 1\,111\ K \Rightarrow$ reação não espontânea

$T = 800\ K$ é inviável.

Capítulo 12

P. 240 Exercícios fundamentais

1. $2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$

2. I. $\overset{+1}{H_2O}$; $\overset{0}{H_2}$; II. $\overset{-2}{H_2O}$; $\overset{0}{O_2}$

3. $\overset{0}{P_4} + 5\ \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+5}{P_4}\overset{-2}{O_{10}}$

4. $Mg\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow MgC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$

5. Formou o sal solúvel $MgC\ell_2$.

6. Mg: Nox = 0

$MgC\ell_2$: Nox Mg = +2; H_2: Nox H = 0

7. O magnésio.

8. O hidrogênio.

9. A reação é exotérmica, parte da água da solução evapora e parte condensa-se.

10. $C\ell_2$: 0; $NaC\ell$: −1; $CaC\ell_2$: −1; $HC\ell$: −1; $HC\ell O$: +1; $HC\ell O_2$: +3; $HC\ell O_3$: +5; $HC\ell O_4$: +7; $C\ell_2O_7$: +7; $C\ell O_4^-$: +7.

P. 241 Testando seu conhecimento

1. S_8; H_2S (S_8: 0; H_2S: −2) H_2SO_3 (+4) H_2SO_4 (+6) $Na_2S_2O_3$ (+2) $A\ell_2(SO_4)_3$ (+6)

2. Cr_2O_3 (+3) $Na_2Cr_2O_7$ (+6) $CaCrO_4$ (+6) Cr^{3+} (+3)

3. b

4. c

5. e

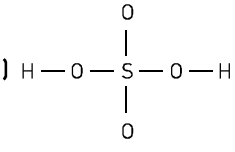
6. e

7. d

8. d

9. e

10. **a)**



b) triaminofosfórico

c) H_2SO_4 (+6) e H_3PO_4 (+5)

P. 242 Aprofundando seu conhecimento

1. e

2. d

3. c

4. c

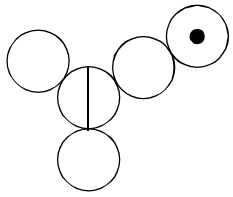
5. c

6. e

7. NO_3^- (+5) — superior — inferior NH_3 (−3) e NH_4^+ (−3)

8. b

9. **a)** HNO_3



b) Molécula X: H_2SO_4
Elemento central: S
NOX: +6

10. **a)** HNO_3 – ácido nítrico;
NH_4OH – hidróxido de amônio.
b) Nox do urânio no U_3O_8: $\frac{16}{3}+$
Nox do urânio no $(NH_4)_2U_2O_7$: 6+

11. b

12. d

Capítulo 13

P. 249 Exercícios fundamentais

1. Cu^{2+} (aq)

2. Ni^{2+} (aq)

3. Cu^0 (s)

4. Cu^{2+} (aq) + 2 e^- → Cu^0 (s)

5. Ni^0 (s) → Ni^{2+} (aq) + 2 e^-

6. Ni^0 (s) + Cu^{2+} (aq) → Ni^{2+} (aq) + Cu^0 (s)

7. Oxidante: Cu^{2+}; redutor: Ni^0.

P. 249 Testando seu conhecimento

1. b

2. d

3. c

4. a

5. c

6. d

7. b

8. b

9. c

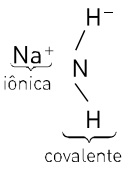
P. 251 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. a

3. **a)** Hidreto de sódio; o sódio se oxidou.

b) $Na^+ \quad NH_2^-$



4. c

5. d

6. e

7. b

8. a

9. b

10. b

11. Corretas: (1-1), (2-2), (3-3) e (4-4).

12. II. Redutor: CO (g); III. Redutor H_2 (g)

13. **a)** 585,9 Kg

b) Redutores: C e CO

c) $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

14. **a)** A mistura entre o nitrato de amônio e a gasolina causa explosão devido à rápida produção e liberação de gases a alta pressão e temperatura. Os gases aquecidos sofrem uma rápida expansão ocasionando a propagação de uma violenta onda de choque (realização de trabalho de expansão do gás) com elevadas pressões iniciais.

b) A reação entre o nitrato de amônio e a gasolina pode ser representada de modo simplificado:

Gasolina + $NH_4NO_3 \rightarrow CO_2$ (g) + H_2O (g) + N_2 (g) + + NOx (g)

Logo, o nitrato de amônio atua como agente oxidante da reação, uma vez que ocorre oxidação dos átomos de carbono presentes na gasolina para que ocorra a formação de gás carbônico.

Capítulo 14

P. 259 Exercícios fundamentais

1. $Fe_2(SO_4)_3$

2. $\begin{cases} x = +7 \\ y = +2 \\ w = +2 \\ z = +3 \end{cases}$

3. Oxidação: $FeSO_4$; redução: $KMnO_4$.

4. $\Delta Nox = +1$

5. $\Delta Nox = +5$

6. 2

7. 5

8. $2\,KMnO_4 + 8\,H_2SO_4 + 10\,FeSO_4 \rightarrow$
$\rightarrow 1\,K_2SO_4 + 5\,Fe_2(SO_4)_3 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O$;
soma dos menores coeficientes inteiros: 36.

9. e

P. 260 Testando seu conhecimento

1. b

2. **a)** $2\,KMnO_4 + 16\,HF \rightarrow 2\,KF + 2\,MnF_2 + 5\,F_2 + 8\,H_2O$

b) Oxidante: $KMnO_4$; redutor: HF.

3. 02 + 08 + 16 + 32 = 58

4. a

5. d

6. Corretas: 1, 2 e 3.

7. d

8. b

9. 1 + 2 + 8 + 16 = 27

P. 262 Aprofundando seu conhecimento

1. a

2. **a)** Redutor: Aℓ; oxidante: Ag_2S

b) 20

3. a

4. 01 + 16 + 32 = 49

5. **a)** $Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 3\,CO_2 + 2\,Fe$

$2\,C\ell_2 + 1\,C + 2\,H_2O \rightarrow 1\,CO_2 + 4\,HC\ell$

b) Oxidantes: Fe_2O_3 e $C\ell_2$; redutores: CO e C.

6. y = 52

7. **a)** $\Delta Nox = 3$

b) razão = 3

8. b

9. d

10. c

11. b

12. b

13. **a)** Teremos:

N_2 (g) + 2 O_2 (g) $\rightarrow$ 2 NO_2 (g)

0 ——— +4 (oxidação)

1 N ——— 4 mol e^-

2 N ——— 8 mol e^-

8 mols de elétrons estão envolvidos quando 1 mol de N_2 reage.

b) $3\ NO_2(g) + 1\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ HNO_3(aq) + 1\ NO(g)$

14. a) $1\ Na_3AsO_3(aq) + 2\ Ce(SO_4)_2(aq) + 1\ H_2O \rightarrow$
$\rightarrow 1\ Na_3AsO_4(aq) + 1\ Ce_2(SO_4)_3(aq) + 1\ H_2SO_4(aq)$

O coeficiente estequiométrico do $\underbrace{Ce(SO_4)_2(aq)}_{\text{oxidante}}$ é 2.

b) Os íons espectadores são:

Na^+ e SO_4^{2-} (não possuem elementos que sofrem oxidação ou redução).

c) Teremos: $\underbrace{Na_3AsO_3(aq)}_{\text{redutor}}$ ou AsO_3^-.

d) $V = 0{,}03\ L = 30 \times 10^{-3}\ L = 30\ mL$

15. V — V — V — F — V.

Complemento

P. 269 Exercícios

1. a) Pb e S.

b) $PbS + 4\ H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4\ H_2O$

c) Sim, os Nox do enxofre e do oxigênio variaram.

2. I. $2\ FeC\ell_2 + H_2O_2 + 2\ HC\ell \rightarrow 2\ FeC\ell_3 + 2\ H_2O$; oxidante: H_2O_2; redutor: $FeC\ell_2$.

II. $2\ Cr^{3+} + 3\ H_2O_2 + 10\ OH^- \rightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O$; oxidante: H_2O_2; redutor: Cr^{3+}.

3. b

4. V — V — F — F — V.

5. a1) I. $1\ H_2O_2 + 2\ I^- + 2\ H^+ \rightarrow 2\ H_2O + 1\ I_2$

II. $2\ MnO_4^- + 5\ H_2O_2 + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O + 5\ O_2$

a2) I. Oxidante.

II. Redutor.

b) $2\ H^+ + H_2O_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$

6. e

P. 270 Exercícios

a) $3\ Cu_2S + 16\ HNO_3 \rightarrow$
$\rightarrow 3\ CuSO_4 + 3\ Cu(NO_3)_2 + 10\ NO + 8\ H_2O$

b) $4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$

c) $3\ As_2S_3 + 28\ HNO_3 + 4\ H_2O \rightarrow$
$\rightarrow 9\ H_2SO_4 + 6\ H_3AsO_4 + 28\ NO$

d) $1\ As_2S_3 + 12\ NH_4OH + 14\ H_2O_2 \rightarrow$
$\rightarrow 2\ (NH_4)_3AsO_4 + 3\ (NH_4)_2SO_4 + H_2O$

P. 270 Exercícios

1. a) $3\ C\ell_2 + 6\ NaOH \rightarrow 5\ NaC\ell + NaC\ell O_3 + 3\ H_2O$

b) $3\ Br_2 + 6\ OH^- \rightarrow BrO_3^- + 5\ Br^- + 3\ H_2O$

c) $2\ CrI_3 + 64\ OH^- + 27\ C\ell_2 \rightarrow$
$\rightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 6\ IO_4^- + 54\ C\ell^- + 32\ H_2O$

2. a

P. 271 Exercício

a)
$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$
$$3 \times (2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-)$$
$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ C\ell^- \rightarrow 3\ C\ell_2 + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

b)
$$(2\ H^+ + C\ell O_3^- + e^- \rightarrow C\ell O_2 + H_2O) \times 2$$
$$2\ H_2O + Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 + 2\ e^- + 4\ H^+$$
$$2\ C\ell O_3^- + Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 + 2\ C\ell O_2$$

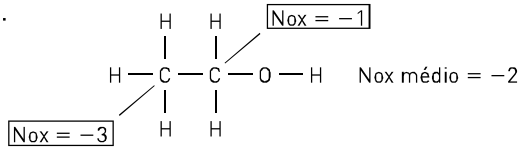
c)
$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$
$$(Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-) \times 6$$
$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ Fe^{2+} \rightarrow 6\ Fe^{3+} + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

d)
$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^- \ (\times 1)$$
$$NO_3^- + e^- + 2\ H^+ \rightarrow NO_2 + H_2O \ (\times 2)$$
$$Cu + 2\ NO_3^- + 4\ H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$$

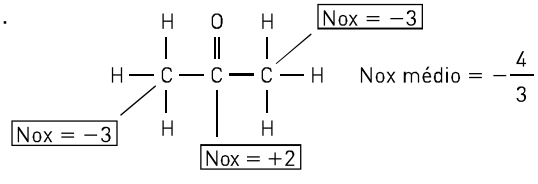
e)
$$4\ H_2O + Mn^{2+} \rightarrow MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \ (\times 2)$$
$$2\ e^- + 6\ H^+ + BiO_3^- \rightarrow Bi^{3+} + 3\ H_2O \ (\times 5)$$
$$2\ Mn^{2+} + 5\ BiO_3^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ MnO_4^- + 5\ Bi^{3+} + 7\ H_2O$$

P. 272 Exercícios

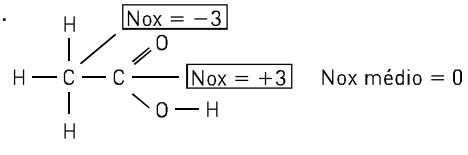
1. I.



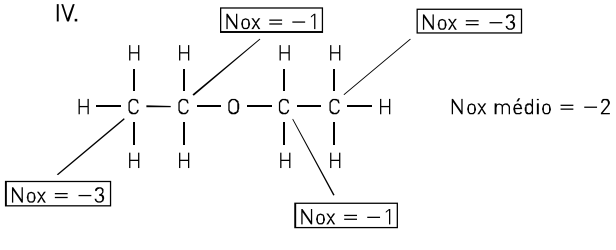
II.



III.



IV.



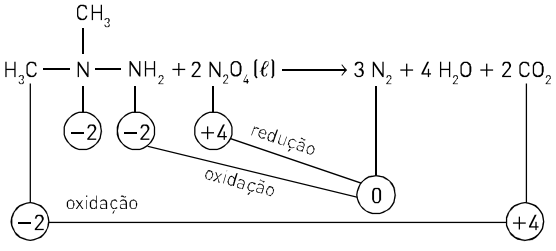
2. d

3. **a)** −2, −2, −3, −3; oxirredução.
b) +2, −2, +2, −2; não.
c) −3, −1, −2, −3, +1, 0; oxirredução.

4. $+\frac{8}{3}$

5. **a)** Y = +3; Ba = +2; Cu = +2.
b) Nox médio = $+\frac{7}{3}$.

6. **a)**



Agente redutor: dimetil-hidrazina; agente oxidante: N_2O_4.

b) Poderiam ser citadas duas das seguintes características:

1. De acordo com o enunciado, pela simples mistura dos reagentes ocorre a reação, isto é, é uma reação espontânea, exigindo uma baixa energia de ativação.
2. Sendo os reagentes líquidos, o número de mol/L é maior do que se os reagentes fossem gasosos.
3. Os produtos da reação são gasosos, enquanto os reagentes são líquidos e, além disso, o número de mol dos produtos é muito maior do que o dos reagentes. Assim, ocorre uma rápida e grande expansão, necessária para a propulsão do módulo.

c) Pressão na superfície lunar = $3 \cdot 10^{-10}$ Pa.

Considerando que 3 mol N_2 + 4 mol H_2O + 2 mol CO_2 = 9 mol exerçam uma pressão de $3 \cdot 10^{-10}$ Pa, temos:

$$P_{N_2} \begin{cases} 9 \text{ mol} \_\_\_\_ 3 \cdot 10^{-10} \text{ Pa} \\ 3 \text{ mol} \_\_\_\_ x \end{cases}$$

$$x = \frac{3 \cdot 3 \cdot 10^{-10}}{9} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ Pa}$$

7. b

Capítulo 15

P. 280 Exercícios fundamentais

1. Oxidação.

2. Ânodo.

3. Negativo.

4. $B\,(s) \rightarrow B^{3+}\,(aq) + 3\,e^-$

5. Aumenta.

6. Corrosão.

7. Redução.

8. Cátodo.

9. Positivo.

10. $A^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow A\,(s)$

11. Diminui.

12. Deposição.

13. $2\,B\,(s) + 3\,A^{2+}\,(aq) \rightarrow 2\,A^{3+}\,(aq) + 3\,A\,(s)$

14. $B/B^{3+}//A^{2+}/A$

15. Espontâneo.

16. Mg

17. Cu^{2+}

18. Mg

19. Cu

20. Mg → Cu

21. −Mg; +Cu

22. Mg

23. Na lâmina de cobre.

24. Oxidação: $Mg\,(s) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$; redução: $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu^0\,(s)$

25. $Mg\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Cu\,(s) + Mg^{2+}\,(aq)$

P. 282 Testando seu conhecimento

1. b

2. a

3. Verdadeiras: I, IV.

4. $A\ell + Au^{3+} \longrightarrow A\ell^{3+} + Au$

5. I. X = Au; Y = Aℓ
II. A redução ocorre no polo do Au.
III. polo positivo: Au
IV. ânodo: Au
V. O ouro terá sua massa aumentada.

6. b

P. 283 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. **a)** Redutor: Cd; oxidante: NiO_2
b) $Cd + NiO_2 + 2\,H_2O = Cd(OH)_2 + Ni(OH)_2$

3. e

4. a

5. e

6. V — F — F — F — F.

Capítulo 16

P. 293 Exercícios fundamentais

1. Redução.

2. $Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2\,e^-$ $E = +0{,}41$ V
$Co \rightleftharpoons Co^{2+} + 2\,e^-$ $E = +0{,}28$ V

3. Fe; Fe^{2+}

4. Co^{2+}; Co

5. Agente redutor; Fe.

6. Agente oxidante; Co^{2+}.

7. I. $Fe \rightarrow Co$; II. Co, Fe; III. Co; IV. Fe;
V. $Co^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Co$ (redução);
$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$ (oxidação);
VI. $Co^{2+} + Fe \rightleftharpoons Co + Fe^{2+}$; VII. $\Delta E = 0{,}13$ V.

P. 294 Testando seu conhecimento

1. a

2. c

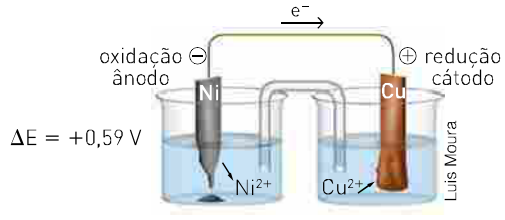
3. **a)** $\Delta E = +0{,}477$ V ($\Delta E = E_{red\ maior} - E_{red\ menor}$)
b) $Cu^{2+} + Sn \rightarrow Cu + Sn^{2+}$
Há aumento de massa do eletrodo de cobre e diminuição de massa do eletrodo de estanho.

4. d

5. e

6. **a)** Na pilha ocorre redução do íon hidrogênio no polo positivo:
cátodo (polo ⊕): $2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2(g)$
No polo negativo, o zinco metálico é oxidado:
ânodo (polo ⊖): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$
Equação global: $Zn(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$
$\Delta E^0 = E^0_{red\ (maior)} - E^0_{red\ (menor)}$
$\Delta E^0 = E^0_{red\ (H^+/H_2)} - E^0_{red\ (Zn^{2+}/Zn^0)}$
$+0{,}76 = (0) - E^0_{red\ (Zn^{2+}/Zn^0)}$
$E^0_{red\ (Zn^{2+}/Zn^0)} = -0{,}76$ V

b)



7. b

8. Todos são incorretos.

9. Verdadeiras: II e III.

10. a

11. 1 pilha: $\Delta E = 2{,}2$ V; 5 pilhas em série: 11,0 V.

P. 297 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. e

3. e

4. Corretas: (2-2) e (4-4).

5. I. 1,18 V
II. a = Te
b = Cu
Solução a = $TeSO_4$
Solução b = $CuSO_4$
Solução c = $KC\ell$

6. b

7. **a)** 0,80 V
b) K^+ migra para o recipiente 2.
NO_3^- migra para o recipiente 1.

8. A reação espontânea que ocorre na pilha é: $Ni(s) + Cu^{+2}(aq) \rightarrow Ni^{+2}(aq) + Cu(s)$.
O potencial padrão de redução da semicélula de Ni^{+2}/Ni é $-0{,}25$ V.
O eletrodo de cobre (Cu) é o cátodo.
O eletrodo de níquel (Ni) é o ânodo.

9. d

10. b

11. b

12. 01 + 04 + 16 = 21

13. e

14. a

15. **a)** Pd^{+2} (aq) + Ni (s) ⟶ Pd (s) + Ni^{+2} (aq)

b) A concentração de Pd^{+2} (aq) diminui, já que esses íons sofrem redução, transformando-se em Pd (s). A concentração de Ni^{+2} (aq) aumenta, pois o bastão de Ni (s) oxida, transformando-se em Ni^{+2} (aq).

16. Verdadeira: *c*; Falsas: *a*, *b*, *d*, *e*.

17. 1. $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

2. A — solução de $CuSO_4$; B — placa de cobre; C — placa de Zn; D — solução de $ZnSO_4$.

3. ΔE = 1,10 V

4. Maior valor de ΔE

Capítulo 17

P. 307 Exercícios fundamentais

1. O Cu^{2+} se oxida, e o 2 H^+ se reduz.

2. ΔE = (0) − (0,34)
ΔE = −0,34 V

3. Não espontâneo.

4. O Aℓ se oxida, e o H^+ se reduz.

5. ΔE = (0) − (−1,66); ΔE = +1,66 V.

6. Espontâneo.

7. Sim.

8. Não ocorre.

9. O Cu se oxida, e o Zn^{2+} se reduz.

10. ΔE = (−0,76) − (+0,34); ΔE = −1,10; não espontânea.

11. O Cu se oxida, e o Ag^+ se reduz.

12. ΔE = +0,46 V; espontânea.

P. 308 Testando seu conhecimento

1. São espontâneas: I e IV.

2. c

3. **a)** No tanque de crômio não ocorrerá reação, pois o potencial de redução do crômio é maior do que o do alumínio.

b) 3 Mg (s) + 2 $A\ell^{3+}$ (aq) $\rightleftharpoons$ 3 Mg^{2+} (aq) + 2 Aℓ (s)

4. a

5. **a)** Oxidante = Aℓ; redutor = Zn^{2+}.

b) Aℓ (s) → $A\ell^{3+}$ (aq) + 3 e − ânodo

Zn^{2+} (aq) + 2 e → Zn (s) − cátodo

c) Reação espontânea

ΔE = +0,897 V

6. c

7. e

8. d

9. Corretas: (0-0), (1-1), (3-3) e (4-4).

10. **a)** Porque o ferro oxida, reagindo com o oxigênio do ar, em ambiente úmido.

4 Fe (s) + 3 O_2 (g) → 2 Fe_2O_3 (s)

b) O elmo que emperra mais é o do suserano, já que o potencial padrão do ouro é de +1,50 V; assim, o ferro oxida preferencialmente. Como o potencial de redução do zinco é de −0,76 V, ele oxidará, preferencialmente, em relação ao ferro.

P. 311 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. c

3. b

4. a

5. d

6. **a)** Frasco II.

Fe (s) + Cu^{2+} (aq) → Fe^{2+} (aq) + Cu (s)

b) 161,3 g/L

7. **a)** ΔE = +2,71 V

b) Eletrodo de cobre.

c) Mg (s) + Cu^{2+} (aq) → Mg^{2+} (aq) + Cu (s)

8. **a)** 2 MnO_4^- (aq) + 6 H^+ (aq) + 5 H_2O_2 (aq) →
→ 2 Mn^{+2} (aq) + 8 H_2O (ℓ) + 5 O_2 (g)

b) Agente oxidante: 2 MnO_4^-.

Agente redutor: H_2O_2.

c) Processo espontâneo, porque $\Delta E^0 > 0$.

9. 01 + 04 + 08 = 13

10. c

11. **a)** No primeiro experimento, a placa de cobre foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (pH = 1).
Como o potencial de redução do cobre (+0,34 V) é maior do que o do hidrogênio (0,00 V), não ocorreu reação.

b) No segundo experimento, outra placa de cobre foi mergulhada em uma solução de nitrato de prata.
Agente redutor (sofre oxidação; menor potencial de redução; +0,34 V): placa de cobre.
Agente oxidante (sofre redução; maior potencial de redução; +0,80 V): Ag^+.

c) Placa de zinco (−0,76V) foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (H^+; 0,00 V):
$\Delta E = E_{maior} - E_{menor}$
$\Delta E = 0{,}00 - (-0{,}76) = +0{,}76\ V$

d) Como o potencial de redução do ouro (+1,42 V) é maior do que o da prata (+0,80 V), não aconteceria reação.

12. d

SUMÁRIO DA SEGUNDA PARTE

UNIDADE 5 Eletroquímica

CAPÍTULO 18 Corrosão e proteção de metais 339

CORROSÃO DO FERRO 339
PROTEÇÃO CONTRA A CORROSÃO 340
REVESTIMENTO DO FERRO COM ZINCO 340
REVESTIMENTO DO FERRO COM ESTANHO 341
PROTEÇÃO COM ELETRODO OU COM METAL DE SACRIFÍCIO 341
ATIVIDADE EXPERIMENTAL – ELETRODO DE SACRIFÍCIO 348
QUÍMICA E AMBIENTE – UMA CORROSÃO ÚTIL 349

CAPÍTULO 19 Pilhas comerciais e baterias 351

PILHAS COMERCIAIS 351
PILHA SECA COMUM 351
PILHA ALCALINA 352
PILHA DE MERCÚRIO 352
PILHA DE LÍTIO 352
PILHA DE NÍQUEL-CÁDMIO 353
QUÍMICA E AMBIENTE – DESCARTE RESPONSÁVEL 353
PILHA DE COMBUSTÍVEIS 354
QUÍMICA E TECNOLOGIA – BAFÔMETRO E PILHAS DE COMBUSTÍVEIS 355
BATERIAS OU ACUMULADORES DE CHUMBO 356
LEIA, ANALISE E RESPONDA – PROTEÇÃO CATÓDICA E PROTEÇÃO ANÓDICA 365

CAPÍTULO 20 Eletrólise 366

ELETRÓLISE 366
ELETRÓLISE ÍGNEA 367
ELETRÓLISE EM MEIO AQUOSO 368
ATIVIDADE EXPERIMENTAL – ELETRÓLISE AQUOSA DO NaCℓ 368

CAPÍTULO 21 Aspectos quantitativos da eletrólise 379

COMPLEMENTO – ELETRÓLISE UTILIZANDO ELETRODOS NÃO INERTES 388

CAPÍTULO 22 Oxirredução na obtenção de substâncias simples 394

OBTENÇÃO DE METAIS NA NATUREZA 394
OURO (Au) 394
PRATA (Ag) 395
PLATINA (Pt) 395
COBRE (Cu) 396
MERCÚRIO (Hg) 396
OBTENÇÃO DE METAIS POR OXIRREDUÇÃO 397
FERRO (Fe) 397
ALUMÍNIO (Aℓ) 399
SÓDIO (Na) 399
MAGNÉSIO (Mg) 400
OBTENÇÃO DE AMETAIS 400
HALOGÊNIOS 400
QUÍMICA E SAÚDE – OS RISCOS ENVOLVIDOS NA METALURGIA 408

UNIDADE 6 Cinética química 409

CAPÍTULO 23 Estudo da velocidade das reações 410

RAPIDEZ OU VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO 411
VELOCIDADE MÉDIA 411
LEIA, ANALISE E RESPONDA – CINÉTICA DAS REAÇÕES DO ALUMÍNIO 424

CAPÍTULO 24 Condições para a ocorrência de reações 425

TEORIA DA COLISÃO 425

CAPÍTULO 25 Fatores que influem na rapidez das reações 434

SUPERFÍCIE DE CONTATO 434
TEMPERATURA 435
CATALISADORES 435
CATÁLISE HOMOGÊNEA 436
CATÁLISE HETEROGÊNEA 437
CONCENTRAÇÃO DE REAGENTES 437
QUÍMICA, INDÚSTRIA E COTIDIANO – OS CATALISADORES NA INDÚSTRIA E NO NOSSO DIA A DIA 452
ATIVIDADES EXPERIMENTAIS – I. TESTANDO A RAPIDEZ DAS REAÇÕES – II. TESTANDO A RAPIDEZ DAS REAÇÕES 454

CAPÍTULO 26 Lei da velocidade 456

ORDEM DA REAÇÃO 457

UNIDADE 7 Equilíbrios químicos 475

CAPÍTULO 27 Processos reversíveis 476

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO 479
CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÃO 481
RELAÇÃO ENTRE K_c E K_p 481

CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO 487
A EXPRESSÃO DE K_c E A VARIAÇÃO DOS COEFICIENTES 488
INTERPRETAÇÃO DO VALOR DE K_c 489
QUOCIENTE DA REAÇÃO (Q_c) 490
LEIA, ANALISE E RESPONDA – SANGUE AZUL 503

CAPÍTULO 28 Deslocamento de equilíbrio 504
PRINCÍPIO DE LE CHATELIER 504
CONCENTRAÇÃO 504
PRESSÃO 507
TEMPERATURA 508
EFEITO DOS CATALISADORES SOBRE O EQUILÍBRIO 509
QUÍMICA E INDÚSTRIA – ASSIM FALOU LE CHATELIER 510
QUÍMICA: UMA CIÊNCIA DA NATUREZA – O EQUILÍBRIO É MESMO NECESSÁRIO? 528

UNIDADE 8 Equilíbrio iônico 530

CAPÍTULO 29 Constante de ionização (K_i) 531
CONSTANTE DE IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS (K_a) 531
pK_a e K_a 533
CONSTANTE DE IONIZAÇÃO DE BASES (K_b) 534
LEI DE DILUIÇÃO DE OSTWALD 534
COMPLEMENTO – TEORIA PROTÔNICA DE BRÖNSTED-LOWRY 542

CAPÍTULO 30 Produto iônico da água e pH 550
EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA 550
PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (K_W) 550
$[H^+]$ E $[OH^-]$ EM SOLUÇÃO AQUOSA 551
DETERMINAÇÃO DE $[H^+]$ E $[OH^-]$ NAS SOLUÇÕES 555
SOLUÇÕES ÁCIDAS 555
SOLUÇÕES BÁSICAS 556
INDICADORES E pH 556
ESCOLHA DO INDICADOR 559
QUÍMICA E SAÚDE – CONDIÇÕES DE DESEQUILÍBRIO NO pH DO SANGUE 560

CAPÍTULO 31 Hidrólise salina 577
HIDRÓLISE DE UM SAL DE ÁCIDO FORTE E BASE FRACA 579
HIDRÓLISE DE UM SAL DE ÁCIDO FRACO E BASE FORTE 579
HIDRÓLISE DE UM SAL DE ÁCIDO FRACO E BASE FRACA 579
SOLUÇÃO DE UM SAL DE ÁCIDO FORTE E BASE FORTE 580
QUÍMICA E AGRICULTURA – HIDRÓLISE SALINA E SOLO 581
CONSTANTE DE HIDRÓLISE (K_h) 582
COMPLEMENTO – I. SOLUÇÃO-TAMPÃO. II. TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE 590
QUÍMICA E INDÚSTRIA FARMACÊUTICA – UM MEDICAMENTO MARAVILHOSO: ASPIRINA 600

CAPÍTULO 32 Constante do produto de solubilidade (K_s) 602
PRODUTO DE SOLUBILIDADE 603
EFEITO DO ÍON COMUM E SOLUBILIDADE 607
QUÍMICA E SAÚDE – GOTA = PRECIPITAÇÃO 607

UNIDADE 9 Radioatividade 618

CAPÍTULO 33 Estudo das radiações 619
A DESCOBERTA DOS RAIOS X 619
RADIAÇÕES DO URÂNIO 619
RECORDANDO ALGUMAS CARACTERÍSTICAS DOS ÁTOMOS 621
LEIS DA RADIOATIVIDADE 622
1ª LEI: A EMISSÃO DE PARTÍCULAS α 622
2ª LEI: LEI DE SODDY, FAJANS E RUSSEL 623
DETECÇÃO DAS RADIAÇÕES 623
SÉRIES RADIOATIVAS 624
QUÍMICA, SAÚDE E MEIO AMBIENTE – UMA SÉRIE RADIOATIVA 625
TRANSMUTAÇÃO ARTIFICIAL 626
QUÍMICA E TECNOLOGIA – ACELERADORES DE PARTÍCULAS NO BRASIL 627
QUÍMICA E SOCIEDADE – PEQUENA LOJA DO RÁDIO 628

CAPÍTULO 34 Cinética das desintegrações radioativas 637
MEIA-VIDA OU PERÍODO DE SEMIDESINTEGRAÇÃO 637

CAPÍTULO 35 Algumas aplicações da radioatividade 645
FISSÃO NUCLEAR 645
A BOMBA ATÔMICA 646
REATORES NUCLEARES 646
EFEITOS DA PRECIPITAÇÃO RADIOATIVA 648
FUSÃO NUCLEAR 650
QUÍMICA E TECNOLOGIA – TECNOLOGIA NUCLEAR NO BRASIL 652
APLICAÇÕES DA RADIOATIVIDADE EM OUTRAS ÁREAS 653
GEOLOGIA, ARQUEOLOGIA E HISTÓRIA 653
MEDICINA 654
AGRICULTURA, INDÚSTRIA E ALIMENTAÇÃO 655

RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS DA SEGUNDA PARTE 665

BIBLIOGRAFIA 686

Corrosão e proteção de metais

CAPÍTULO 18

Corrosão é a deterioração de metais através do processo eletroquímico que ocorre nas reações de oxidorredução. É um processo de oxidação indesejável.

Runar Vestli/Flickr Open/Getty Images

Thinkstock/Getty Images

O processo de corrosão mais comum é o que ocorre com o ferro. Estima-se que aproximadamente 20% de todo o ferro produzido anualmente é utilizado para repor objetos de ferro corroídos.

M Itani/Alamy/Glow Images

As corrosões são comuns no nosso dia a dia: a formação de ferrugem em objetos de ferro, o escurecimento da prata, a formação do azinhavre (camada verde de carbonato de cobre sobre objetos de cobre) etc.

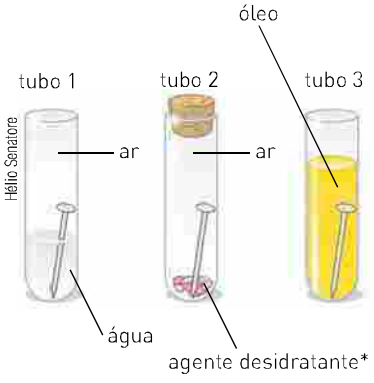
CORROSÃO DO FERRO

A corrosão do ferro, bem como de outros metais, está relacionada com a capacidade que um metal tem de se oxidar (agente redutor) e com a capacidade de uma espécie, como o oxigênio (O_2), de se reduzir (agente oxidante). A temperatura e as concentrações dos reagentes afetam as reações de corrosão.

Vamos considerar o experimento representado ao lado, em que um prego de ferro é introduzido em três tubos, cada qual contendo uma substância diferente: água, agente higroscópico (ou desidratante) e óleo, respectivamente.

Após certo tempo, notamos que:

- no tubo 1 ocorreu corrosão do prego;
- no tubo 2 não ocorreu alteração no prego (sem corrosão do prego);
- no tubo 3 não ocorreu alteração no prego (sem corrosão do prego).



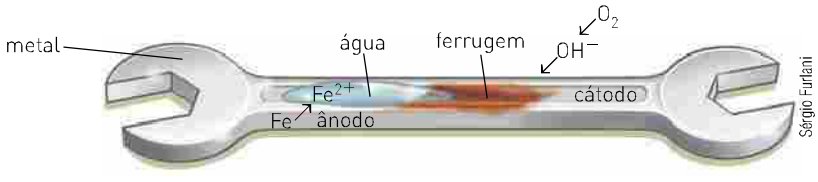
Hélio Senatore

* Absorve o vapor de água.

Após o término dos experimentos, podemos concluir que para que o prego de ferro sofra corrosão é necessário que ele esteja na presença de ar (O_2) e água (H_2O), pois o ferro se oxida facilmente quando exposto ao ar úmido.

As reações envolvidas na formação da ferrugem são:

oxidação do ferro (ânodo)	redução do oxigênio (cátodo)
$Fe\ (s) \longrightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$	$O_2 + 2\ H_2O + 4\ e^- \longrightarrow 4\ OH^-$



Sérgio Furlani

> *A presença de íons dissolvidos na água facilita o fluxo de elétrons, favorecendo a formação da ferrugem. Isso explica por que em regiões litorâneas a ferrugem se forma mais rapidamente.*

A reação global pode ser representada pela equação:

$$2\ Fe + O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ Fe(OH)_2$$

O $Fe(OH)_2$ é normalmente oxidado a $Fe(OH)_3$:

$4\ Fe(OH)_2 + O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 4\ Fe(OH)_3$ (ferrugem)

Muitas vezes, a ferrugem é representada por $Fe_2O_3 \cdot 3\ H_2O$; alguns autores a representam pela fórmula $Fe_2O_3 \cdot H_2O$ (s).

Fernando Arias/Flickr RF/Getty Images

A corrosão pode colocar em risco a vida de pessoas, uma vez que enfraquece estruturas internas de edifícios e de pontes, por exemplo.

PROTEÇÃO CONTRA A CORROSÃO

A ferrugem pode ser evitada utilizando-se revestimentos de proteção, como tintas, graxas, óleos, esmaltes ou alguns metais mais resistentes à corrosão. Podem ser usados também metais que, apesar de serem mais reativos que o ferro, quando se oxidam, formam um óxido que adere ao ferro, revestindo-o e protegendo-o.

Revestimento do ferro com zinco

Uma maneira muito comum de proteger um metal da corrosão — normalmente ferro ou aço — é a aplicação de uma fina camada de outro metal para revestimento. O processo de revestimento feito com zinco sobre o ferro ou o aço é conhecido por **galvanização**.

O revestimento de zinco impede o contato direto do ferro com o ar e a água. Se o objeto galvanizado sofre algum "risco", o ferro fica exposto ao ar e se oxida:

$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$$

No entanto, imediatamente, o zinco do revestimento também se oxida, fazendo com que o íon Fe^{2+} se reduza a Fe:

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$
$$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe$$
$$Zn + Fe^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Fe$$

Thinkstock/Getty Images

Pregos galvanizados.

Em contato com o ar e a água, o Zn^{2+} origina o $Zn(OH)_2$, que se deposita sobre o ferro anteriormente exposto, impedindo que a corrosão do ferro prossiga.

O entendimento dessas reações pode ser feito pela análise dos potenciais de redução do ferro e do zinco representados pelas semirreações a seguir:

$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe$ $\quad E^0_{red} = -0{,}44\ V$

$Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$ $\quad E^0_{red} = -0{,}76\ V$

Podemos perceber que o zinco apresenta menor potencial de redução (−0,76 V); portanto, sua oxidação é mais fácil de ocorrer, ou seja, ele perde elétrons com mais facilidade que o ferro.

Revestimento do ferro com estanho

Esse tipo de revestimento é usado para a fabricação da **folha de flandres** ou **lata**.

A finalidade do revestimento com estanho é, simplesmente, proteger o ferro, impedindo-o de ficar exposto ao ar e à água. Se a lata é riscada ou amassada, e parte do revestimento de estanho se perde, o ferro exposto ao ar se oxida, sofrendo corrosão rapidamente.

Observando os potenciais E^0_{red}, temos:

$$Fe^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Fe \qquad E^0_{red} = -0{,}44\,V$$
$$Sn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Sn \qquad E^0_{red} = -0{,}14\,V$$

Note que o potencial de redução do Fe^{2+} é menor que o do Sn^{2+}. Assim, o potencial de oxidação do ferro é maior que o do estanho, ou seja, o ferro perde elétrons mais facilmente, o que acarreta sua corrosão.

Still Images/Getty Images

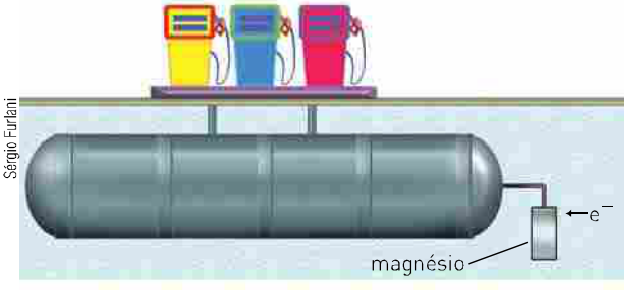
As latas de ferro de vários alimentos são revestidas internamente com estanho.

Proteção com eletrodo ou com metal de sacrifício

Para proteger o ferro ou o aço da corrosão, podemos utilizar outro metal que apresenta uma tendência maior de perder elétrons (maior potencial de oxidação). Esse metal se oxida e evita a corrosão do ferro, sendo, por isso, chamado de **metal de sacrifício.**

Um metal normalmente utilizado com essa finalidade é o magnésio.

$$E^0_{oxi\,(Mg)} = +2{,}36\,V \;>\; E^0_{oxi\,(Fe)} = +0{,}44\,V$$



Sérgio Furlani

Tanques de aço contendo combustível apresentam placas de magnésio que os protegem. Isso também acontece em navios e oleodutos, por exemplo.

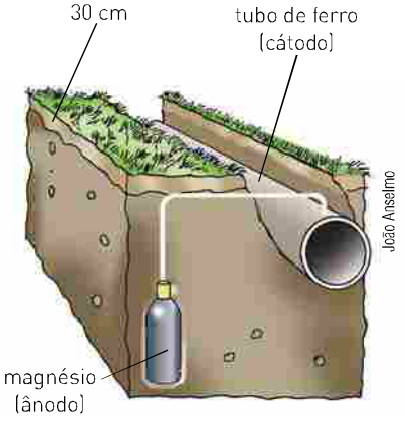
De acordo com a equação:

$$Mg\,(s) \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$$

podemos perceber que o magnésio, quando se oxida, perde elétrons para o ferro, que permanece protegido. As placas de magnésio devem, portanto, ser substituídas por outras, esporadicamente.

Essa substituição é uma medida prática e econômica para proteger uma tubulação de oleoduto, por exemplo, pois é bem mais barato colocar uma nova placa de magnésio do que substituir todo o oleoduto.

Além do magnésio, existem outros metais que podem ser utilizados como metais de sacrifício. A condição para que isso ocorra é que seu potencial de oxidação seja maior que o potencial de oxidação do metal a ser protegido.



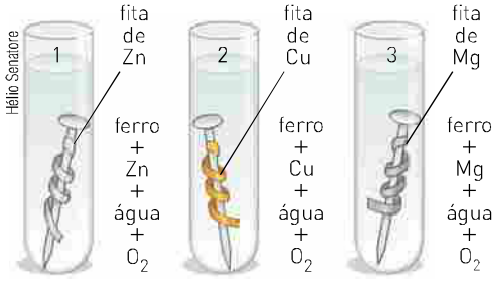
João Anselmo

Exercício resolvido

(FMTM-MG) Considerando a ampla utilização dos metais no mundo moderno, a corrosão do metal ferro é um problema de grande importância nos países industrializados.

Estudos realizados sobre o assunto mostram que o contato com certos metais pode retardar, impedir ou acelerar a formação de ferrugem.

Considere a ilustração a seguir e os potenciais padrão de redução.



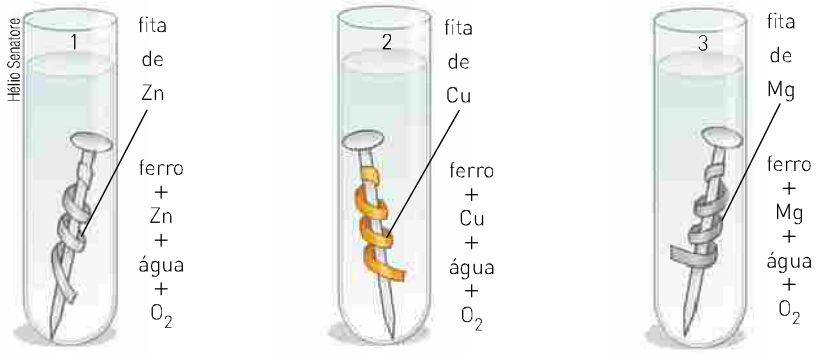
Potenciais padrão de redução	E^0 (T ∇ 298,18 K)
Mg^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Mg (s)	−2,37 V
Zn^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Zn (s)	−0,76 V
Fe^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Fe (s)	−0,44 V
Cu^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Cu (s)	+0,34 V
$\frac{1}{2}$ O_2 (g) + H_2O (ℓ) + 2 e^- ⟶ 2 OH^- (aq)	+0,41 V

Ocorrerá corrosão do prego:

a) somente nos tubos 1 e 2.
b) somente no tubo 2.
c) somente nos tubos 1 e 3.
d) nos tubos 1, 2 e 3.
e) somente no tubo 1.

Solução

A corrosão do prego de ferro ocorre quando o potencial de oxidação do ferro é maior que o do metal presente na fita ou, ainda, quando o potencial de redução do ferro é menor que o do metal presente na fita. Analisando as três situações:



$E^0_{red}\ Fe^{2+} > E^0_{red}\ Zn^{2+}$
$-0{,}44 > -0{,}76$ V
Não ocorre corrosão do ferro.

$E^0_{red}\ Fe^{2+} < E^0_{red}\ Cu^{2+}$
$-0{,}44$ V $< +0{,}34$ V
Ocorre corrosão do ferro.

$E^0_{red}\ Fe^{2+} > E^0_{red}\ Mg^{2+}$
$-0{,}44$ V $> -2{,}37$ V
Não ocorre corrosão do ferro.

Resposta: *b*.

Exercícios fundamentais

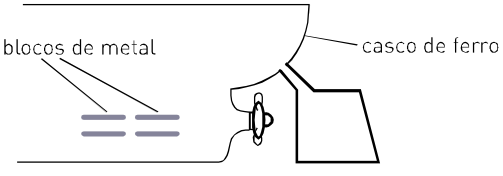
1. A ferrugem pode ser representada pela fórmula $Fe_2O_3 \cdot 3\ H_2O$.

Quais substâncias devem reagir com o ferro para que ocorra a formação da ferrugem?

2. A palha de aço contida neste pacote está enferrujada? Por quê?

3. Considere uma palha de aço seca e outra umedecida com água. Qual delas irá enferrujar mais rapidamente? Por quê?

4. A ilustração abaixo mostra blocos de um metal acoplados ao casco de ferro de um navio:



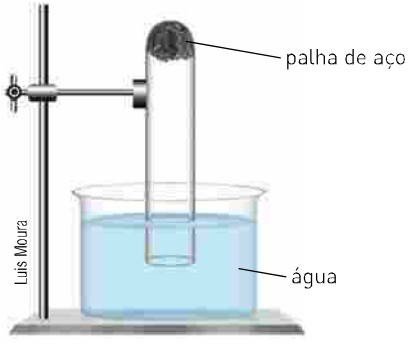
R. Barreto

Esses blocos de metal se oxidam, evitando a corrosão das chapas de ferro do casco do navio.

Utilizando os potenciais apresentados abaixo, indique qual(is) metal(is) pode(m) ser utilizado(s) para essa finalidade.

$$Mg^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Mg \qquad -2{,}36\ V$$
$$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Zn \qquad -0{,}76\ V$$
$$Fe^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Fe \qquad -0{,}44\ V$$
$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu \qquad +0{,}34\ V$$

5. (Fuvest-SP) Um pedaço de palha de aço foi suavemente comprimido no fundo de um tubo de ensaio e este foi cuidadosamente emborcado em um béquer contendo água à temperatura ambiente, conforme ilustrado abaixo.



Decorridos alguns dias à temperatura ambiente, qual das figuras abaixo representa o que será observado?

a) **b)** **c)** **d)** **e)**

Testando seu conhecimento

A formação da ferrugem, reação entre ferro, oxigênio e água, pode ser equacionada em duas etapas.

Uma região na superfície do metal atua como ânodo, e nela ocorre a oxidação, que pode ser representada pela seguinte equação.

$$Fe\,(s) \longrightarrow Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \qquad E^0 = +0{,}41\ V$$

Uma outra região serve como cátodo, e nela o O_2 (g), em meio aquoso, captura os elétrons cedidos pelo ferro, que se reduzem.

$$O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-\,(aq) \qquad E^0 = +1{,}25\ V$$

Com base nas informações, responda às questões de **1** a **4**.

1. Classifique as reações indicadas em reações de oxidação ou redução.

2. O valor do potencial das semirreações mencionadas é de oxidação ou redução?

3. Escreva a equação da reação global.

4. Uma das maneiras se proteger o ferro da oxidação é recobri-lo com uma camada de um outro metal, que irá se oxidar em seu lugar.

Dados:

$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$ $E^0 = +1{,}40\ V$

$Ag^+ + 1\ e^- \rightleftharpoons Ag$ $E^0 = +0{,}80\ V$

$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu$ $E^0 = +0{,}34\ V$

$Sn^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Sn$ $E^0 = -0{,}14\ V$

$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Fe$ $E^0 = -0{,}45\ V$

$Cr^{3+} + 3\ e^- \rightleftharpoons Cr$ $E^0 = -0{,}75\ V$

$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Zn$ $E^0 = -0{,}76\ V$

Entre os metais indicados, quais poderiam ser utilizados para proteger o ferro? Justifique sua resposta.

5. (Unimontes-MG) Os potenciais padrão de redução do ferro (Fe) e do cromo (Cr) são dados a seguir:

$Fe^{2-}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Fe\ (s)$ $E = -0{,}44\ V$

$Cr^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Cr\ (s)$ $E = -0{,}91\ V$

Um guidom de uma bicicleta é feito de aço (que tem ferro como um dos principais componentes) e é cromado. Caso esse guidom sofra um arranhão, baseando-se nos potenciais fornecidos, pode-se afirmar que o cromo:

a) retarda o processo de corrosão do ferro.

b) não sofre corrosão antes do ferro.

c) acelera o processo de oxidação do ferro.

d) não tem efeito sobre a redução do ferro.

Thinkstock/Getty Images

Guidom de bicicleta cromado.

6. (UFPB) O potencial padrão de redução é uma das propriedades que determina a reatividade dos elementos químicos, em particular, dos metais. Nesse sentido, observe os potenciais padrão de redução dos seguintes metais:

$Ni^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Ni\ (s)$ $E^0 = -0{,}25\ V$

$Fe^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Fe\ (s)$ $E^0 = -0{,}44\ V$

$Mg^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Mg\ (s)$ $E^0 = -2{,}37\ V$

$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Cu\ (s)$ $E^0 = +0{,}34\ V$

$Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Zn\ (s)$ $E^0 = +0{,}76\ V$

A técnica de proteção catódica é um procedimento eletroquímico que atenua o processo de corrosão dos metais, sendo bastante usada na proteção de gasodutos e tanques de combustíveis. Nesse sentido, uma barra metálica que se oxida antes do metal de que é feito o tanque é a esse conectado, garantindo assim proteção catódica. A figura a seguir representa, esquematicamente, esse procedimento.

Com base nas informações sobre os potenciais padrão de redução, é correto afirmar que a combinação apropriada de metais, para a construção de um tanque de combustível com proteção catódica, corresponde a:

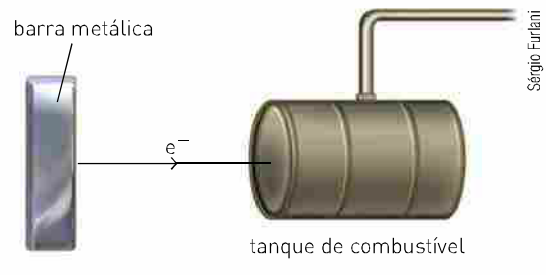
a) tanque de ferro e barra de cobre.

b) tanque de ferro e barra de magnésio.

c) tanque de magnésio e barra de ferro.

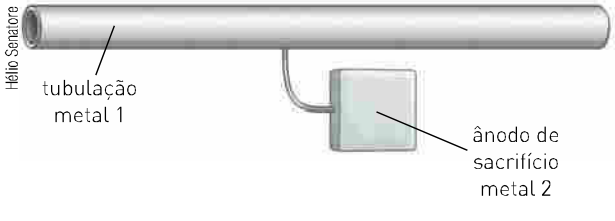
d) tanque de zinco e barra de níquel.

e) tanque de níquel e barra de cobre.



Sérgio Furiati

7. (UFPR) Para a proteção contra corrosão de tubos metálicos, é comum o uso de eletrodos de sacrifício (blocos metálicos conectados à tubulação). Esses blocos metálicos formam com a tubulação uma célula eletroquímica que atua como ânodo de sacrifício, fornecendo elétrons aos tubos metálicos para impedir sua corrosão, conforme representado na figura a seguir.



Hélio Senatore

Semirreação de redução	E^0 (V)
$Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Zn\ (s)$	−0,76
$Fe^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Fe\ (s)$	−0,44
$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Cu\ (s)$	+0,34
$Ag^+\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Ag\ (s)$	+0,80

Usando a tabela de potenciais padrão de redução, considere as seguintes afirmativas:

I. A reação química que ocorre no ânodo de sacrifício é a reação de oxidação.

II. Se a tubulação (metal 1) for de ferro, o ânodo de sacrifício (metal 2) pode ser feito de zinco.

III. Se a tubulação (metal 1) for de cobre, o ânodo de sacrifício (metal 2) pode ser feito de prata.

IV. O metal usado no eletrodo de sacrifício será o agente redutor na reação eletroquímica.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente a afirmativa I é verdadeira.

b) Somente a afirmativa III é verdadeira.

c) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.

d) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

e) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFSC) A ferrugem é um processo de corrosão conhecido que pode causar impacto econômico significativo, pois boa parte do ferro produzido anualmente é utilizada para repor objetos de ferro descartados. Alguns fatores externos, como a presença de oxigênio, água e sais no meio, podem acelerar a formação da ferrugem ($Fe_2O_3 \cdot H_2O$), uma substância insolúvel em água.

A corrosão do ferro é por natureza um processo eletroquímico, representado pelas semirreações a seguir:

$$Fe^{2+}(aq) + 2\,e \longrightarrow Fe(s) \qquad E^0 = -0{,}44\ V$$

$$O_2(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e \longrightarrow 2\,H_2O(\ell) \qquad E^0 = +1{,}23\ V$$

De acordo com as informações acima, assinale a(s) proposição(ões) *correta*(s).

01. O ferro metálico atua como cátodo nesse processo de oxidorredução.

02. A diferença de potencial elétrico padrão do processo de corrosão é +1,67 V.

04. O ferro metálico é facilmente oxidado porque seu potencial padrão de redução é menos positivo que aquele para a redução do oxigênio.

08. A diferença de potencial elétrico padrão do processo em questão é +0,79 V.

16. No processo de oxidação do ferro metálico, o oxigênio atua como redutor.

32. Na formação da ferrugem, íons $Fe^{2+}(aq)$ são oxidados a $Fe^{3+}(aq)$.

2. (UEL-PR)

Amilcar de Castro, em sua obra, utilizou o ferro sem qualquer pintura ou proteção contra corrosão, para que pudesse ser observada a ação do tempo sobre ela. Com base nos conhecimentos sobre o tema, é correto afirmar:

a) o ferro presente na obra sofreu um processo de redução pelo ganho de elétrons.

b) o processo de deterioração é desacelerado pela ação da água proveniente da chuva.

c) a proteção do ferro ($Fe^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow Fe$, $E_0 = -0{,}04\ V$) presente na obra poderia ser realizada pela conexão desta com uma placa de cobre ($Cu^+ + e^- \longrightarrow Cu$, $E_0 = +0{,}52\ V$).

d) o oxigênio atmosférico é fundamental no processo de corrosão do ferro.

e) sob as mesmas condições, a corrosão é mais rápida.

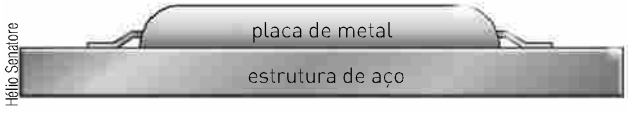
3. (UEPG-PR) As latas de conserva são compostas pela chamada folha de flandres (liga de ferro e carbono), recoberta por uma camada de estanho, para a sua proteção. Deve-se evitar comprar latas amassadas, porque, com o impacto, a proteção de estanho pode romper-se, o que leva à formação de uma pilha, de modo que a conserva acaba sendo contaminada.

Dados: $Fe^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Fe \qquad E^0 = -0{,}44\ V$

$Sn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Sn \qquad E^0 = -0{,}14\ V$

A respeito desse assunto, assinale o que for correto.
(01) A reação da pilha produz quatro elétrons.
(02) O ferro da folha de flandres oxida mais facilmente que a camada de estanho.
(04) Quando uma lata é amassada, o ferro torna-se cátodo da reação.
(08) A reação da pilha é $Sn^{2+} + Fe \longrightarrow Sn + Fe^{2+}$.

4. (UFRJ) Plataformas de petróleo, navios e outras estruturas metálicas que ficam em contato permanente com a água do mar estão sempre sujeitas à corrosão. Uma das formas utilizadas para proteger estruturas de aço submersas consiste em prender uma placa de metal na estrutura, conforme ilustra a figura a seguir.



Dados:
Tabela de potenciais de redução (E0red) em solução aquosa, a 25 °C:

Zn^{+2} (aq) + 2 e^- ⟶ Zn (s)	−0,76 V
Fe^{+2} (aq) + 2 e^- ⟶ Fe (s)	−0,41 V
Cu^{+2} (aq) + 2 e^- ⟶ Cu (s)	+0,34 V
2 H^+ (aq) + 2 e^- ⟶ H_2 (g)	0,00 V

Utilizando o conceito de pilha e os potenciais de redução dados, identifique o metal que pode ser usado na placa, representando a pilha formada. Considere que a estrutura do aço não sofre corrosão.

5. (UFMG) Certos metais que se oxidam mais facilmente que o ferro podem ser usados na fabricação de eletrodos de sacrifício, que previnem a corrosão de objetos de ferro, como canos de água ou de esgoto. A proteção se baseia na oxidação preferencial desses metais no lugar do ferro. O quadro a seguir apresenta os potenciais padrão de redução para algumas semirreações (t = 25 °C):

$Mg^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Mg$	$E^0 = -2{,}37$ V
$Zn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Zn$	$E^0 = -0{,}76$ V
$Fe^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Fe$	$E^0 = -0{,}44$ V
$Ni^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Ni$	$E^0 = -0{,}25$ V
$Sn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Sn$	$E^0 = -0{,}14$ V
$Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$	$E^0 = +0{,}77$ V
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	$E^0 = +0{,}80$ V

a) Considerando-se que, numa primeira etapa da corrosão do ferro, ocorra a semirreação:

$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$$

cite todos os metais do quadro apropriados para prevenir essa corrosão como eletrodo de sacrifício. Justifique a resposta.

b) Calcule o ΔE^0 mais alto que se pode obter a partir da reação que envolve a redução do ferro (II) por um dos metais do quadro.

c) Escreva a equação química balanceada do processo.

6. (Enem-MEC) O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma "lenda urbana", pois, ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga da qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:

Semirreação	Potencial padrão de redução (V)
$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$	−3,05
$K^+ + e^- \longrightarrow K$	−2,93
$Mg^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Mg$	−2,36
$A\ell^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow A\ell$	−1,66
$Zn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Zn$	−0,76
$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu$	+0,34

Disponível em: www.sucatas.com. Acesso em: 28 fev. 2012 (adaptado).

Com base no texto e na tabela, quais metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento da sua reciclagem?

a) Somente o lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.
b) Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.
c) Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.
d) Somente o cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.
e) Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

7. (UPF-RS) A corrosão metálica é a oxidação não desejada de um metal. Ela diminui a vida útil de produtos de aço, tais como pontes e automóveis, e a substituição do metal corroído acarreta, todos os anos, grande gasto de dinheiro em todo o mundo. A corrosão é um processo eletroquímico, e a série eletroquímica nos dá uma indicação de por que a corrosão ocorre e como pode ser prevenida. Para a proteção de certas peças metálicas podem-se colocar pedaços de outro metal usado como metal de sacrifício. Assim, considerando alguns metais com seus respectivos potenciais padrão de redução:

Mg^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Mg (s) ($E^0 = -2{,}38$ V)
$A\ell^{3+}$ (aq) + 3 e^- ⟶ $A\ell$ (s) ($E^0 = -1{,}68$ V)
Zn^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Zn (s) ($E^0 = -0{,}76$ V)
Pb^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Pb (s) ($E^0 = -0{,}13$ V)
Cu^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Cu (s) ($E^0 = +0{,}34$ V)
Ag^{+} (aq) + 1 e^- ⟶ Ag (s) ($E^0 = +0{,}80$ V)

Qual o mais adequado para ser usado como metal de sacrifício se a peça a ser protegida for de alumínio?

a) Ag (s) **b)** Zn (s) **c)** Pb (s) **d)** Cu (s) **e)** Mg (s)

8. (UFMG) Para determinar a quantidade de O_2 (g) constituinte do ar atmosférico, um grupo de estudantes desenvolveu este experimento:
Um chumaço de palha de aço, embebido em vinagre, foi colocado no fundo de uma proveta. Em seguida, a proveta foi emborcada em um béquer contendo água, como indicado na figura 1.
Alguns minutos depois, a palha de aço apresentava sinais de oxidação e o nível da água no interior da proveta havia subido, como representado na figura 2.

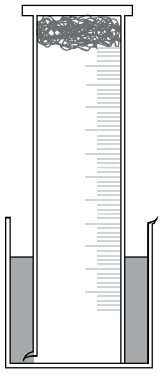


Figura 1

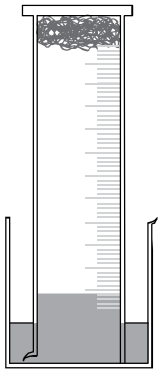


Figura 2

a) Considerando que a proveta tenha 25 cm de altura e que o nível da água em seu interior subiu 5 cm, calcule a porcentagem, em volume, de gás oxigênio contido no ar atmosférico. Suponha que o volume da palha de aço seja desprezível e que todo O_2 no interior da proveta tenha sido consumido.

Em presença de oxigênio e em meio ácido, a palha de aço, que é composta principalmente de ferro, sofre oxidação. Essa reação pode ser representada pela equação química:

2 Fe (s) + O_2 (g) + 4 H^+ (aq) ⟶ 2 Fe^{2+} (aq) + 2 H_2O (ℓ)

b) Calcule a massa, em gramas, de ferro oxidado na palha de aço, considerando a resposta ao item acima e sabendo, ainda, que:

- cada centímetro de altura da proveta corresponde a um volume de 7 cm^3;
- o volume molar de um gás a 25 °C e 1 atm é igual a 24,5 L.

O mesmo experimento pode ser realizado utilizando-se um pedaço de palha de aço umedecida somente com água. Nesse caso, o processo levará alguns dias para ocorrer completamente. Neste quadro estão apresentados os potenciais padrão de redução de três semirreações.

Semirreações	**E^0 (V)**
O_2 (g) + 4 H^+ (aq) + 4 e^- ⟶ 2 H_2O (ℓ)	+1,23
O_2 (g) + 2 H_2O (ℓ) + 4 e^- ⟶ 4 OH^- (aq)	+0,40
Fe^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Fe (s)	−0,44

c) A partir dos dados desse quadro e de informações anteriormente fornecidas, escreva a equação química que representa a reação de oxidação do ferro sem a presença do ácido e calcule a diferença de potencial dessa reação.

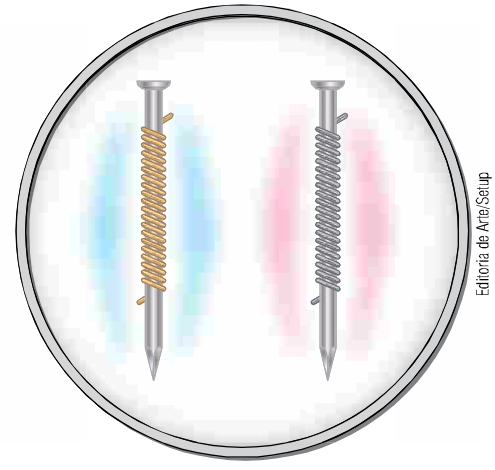
9. (UFTM-MG) Leia o texto a seguir.

Em um laboratório, foi feito um experimento com dois pregos, placa de Petri, fio de cobre, fita de zinco, gelatina incolor em pó e soluções de fenolftaleína e ferricianeto de potássio ($K_3[Fe(CN)_6]$).

O íon Fe^{2+}, ao reagir com ferricianeto de potássio, forma um composto azul. A fenolftaleína é um indicador ácido-base.

Na placa de Petri foram colocadas e misturadas a gelatina, preparada com pequena quantidade de água, e gotas das soluções de fenolftaleína e ferricianeto de potássio. Dois pregos foram limpos e polidos; num deles foi

enrolado um fio de cobre e no outro uma fita de zinco, sendo colocados em seguida na placa de Petri. Adicionou-se um pouco mais de gelatina, para cobrir completamente os pregos. No dia seguinte, foi registrada uma foto do experimento, representada na figura.


Editoria de Arte/Setup

Considere:

$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s)$ $\quad E^0 = -0{,}44\ V$

$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s)$ $\quad E^0 = -0{,}76\ V$

$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$ $\quad E^0 = +0{,}34\ V$

$O_2(g) + 2\,H_2O(\ell) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-(aq)$ $\quad E^0 = +0{,}40\ V$

No experimento realizado, pode-se afirmar corretamente que as espécies químicas oxidadas nos pregos à esquerda e à direita, na figura, são, respectivamente:

a) Cu e Fe.
b) Cu e Zn.
c) Fe e Fe.
d) Fe e O_2.
e) Fe e Zn.

ATIVIDADE EXPERIMENTAL

Eletrodo de sacrifício

Eletrodo de sacrifício é o nome dado a um metal utilizado para evitar a corrosão de outro. Como vimos, os eletrodos de sacrifício são muito empregados para evitar, principalmente, a corrosão de peças e estruturas de ferro.

VEJA AS ORIENTAÇÕES DE **SEGURANÇA NO LABORATÓRIO**

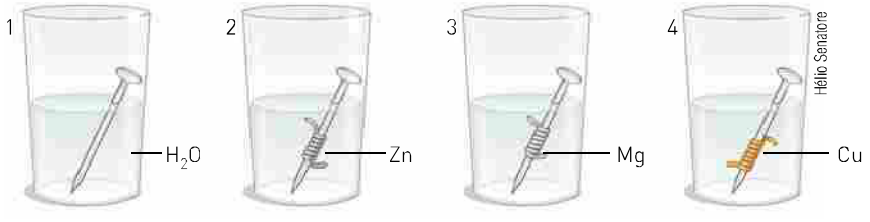
Material

- 4 tubos de ensaio ou copos
- água
- 4 pregos de ferro (não galvanizados)
- fio de náilon
- 1 pedaço de zinco
- 1 fita de magnésio
- 1 fio de cobre (fio elétrico desencapado)

Procedimento

- Copo 1: Coloque um dos pregos em água suficiente para cobri-lo até a metade. Este tubo será usado como referencial de comparação para os outros experimentos e é denominado **controle**.
- Copo 2: Fixe o pedaço de zinco com o fio de náilon em volta de outro prego e coloque água até cobrir metade do prego.
- Copo 3: Fixe a fita de magnésio ao terceiro prego e coloque água até cobrir a metade do prego.

- Copo 4: Enrole o fio de cobre no quarto prego e adicione água até metade da altura do prego.



Deixe os sistemas em repouso durante 10 dias e, ao final desse período, construa uma tabela em que conste:

- 1ª coluna: nº do copo;
- 2ª coluna: aparência inicial;
- 3ª coluna: aparência final.

Em seguida, responda:

1. Considerando os copos 2, 3 e 4, responda aos itens abaixo.
   - **a)** Qual metal sofreu oxidação?
   - **b)** Escreva em seu caderno a equação que representa essa semirreação.
   - **c)** O Fe é agente redutor ou oxidante?
2. Qual(is) metal(is) protegeu(ram) o Fe da oxidação?
3. Qual(is) metal(is) acelerou(aram) a oxidação do Fe?
4. Entre os metais Zn, Mg e Cu, qual deve ter o potencial de redução maior que o do Fe? Justifique sua resposta.
5. Procure, na tabela de potenciais padrão (p. 289), os E^0_{red} dos metais e verifique se suas respostas anteriores são coerentes com os valores encontrados.
6. Entre os metais Zn, Mg e Cu, qual é o melhor para ser utilizado como eletrodo de sacrifício para o Fe?

QUÍMICA E AMBIENTE

Uma corrosão útil

Compostos formados por carbono, hidrogênio e cloro (hidrocarbonetos clorados) são os produtos, os subprodutos ou resíduos de muitos processos industriais.

Alguns desses compostos, como o tricloroeteno: $H-\underset{\underset{C\ell}{|}}{C}=\underset{\underset{C\ell}{|}}{C}-C\ell$, são bastante tóxicos. Nos processos industriais, eles são liberados no ar ou lançados no solo e acabam atingindo os lençóis freáticos, fontes de água para o consumo humano.

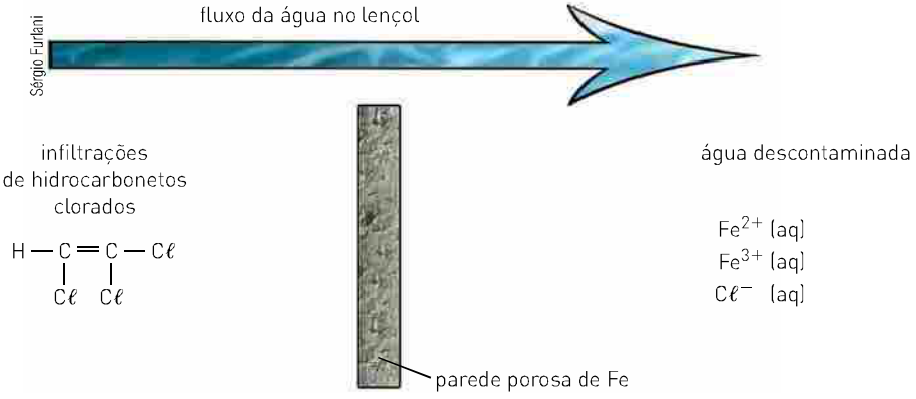
Essas substâncias, que resistem à decomposição, permanecem na água durante longos períodos, contaminando-a e tornando-a imprópria para o consumo.

A descontaminação dessas águas tem sido um problema difícil de resolver há muitos anos.

Atualmente, um dos processos mais promissores é a construção de paredes porosas de ferro no trajeto dessas águas.

Quando a água contaminada com hidrocarbonetos clorados atravessa essas barreiras, ocorre uma reação de oxidorredução, na qual são formados Fe^{2+} ou Fe^{3+} e o íon $C\ell^-$, que não alteram o ambiente e não são tóxicos.

Um inconveniente desse processo é que, com o tempo, devido à corrosão do Fe, essas barreiras devem ser repostas.



Para ir além

1. Dê as semirreações de oxidação que ocorrem com o ferro no processo descrito.
2. O que se pode afirmar a respeito do potencial de redução do ferro em relação ao do cloro?
3. Por que as paredes porosas de ferro devem ser repostas periodicamente?
4. Outro composto orgânico e halogenado é o CFC (clorofluorcarbono), muito debatido em questões ambientais e econômicas. Em 22 de abril de 2009, o jornal *Folha de S.Paulo* noticiou o seguinte:

Governo negocia geladeira com preço de R$ 500 para baixa renda

O ministro de Minas e Energia, Edison Lobão, afirmou nesta quarta-feira que negocia com fabricantes uma geladeira mais barata para integrar o programa para estimular a troca do eletrodoméstico. Embora o ministro afirme que o valor ainda não está definido, ele disse que o preço da geladeira deve ficar em torno de R$ 500. A previsão é de que sejam trocadas geladeiras com em média 10 anos de uso.

O programa do governo visa atingir as geladeiras antigas que emitem gás CFC (clorofluorcarbono) por outras novas, menos poluentes e mais econômicas. Segundo ele, será fabricado um modelo específico de geladeira para atender ao programa.

"Estamos estudando para reduzir ao máximo o valor da geladeira, torná-la absolutamente acessível ao bolso da parcela mais pobre do povo brasileiro", disse Lobão, ao sair de reunião com o presidente Luiz Inácio Lula da Silva.

Segundo Lobão, no primeiro ano devem ser trocadas 1 milhão de geladeiras, no segundo ano 2 milhões, sendo que a quantidade avançará até atingir a meta de 10 milhões. Ele não descarta, no entanto, a possibilidade de que a quantidade seja maior logo no início, o que dependerá da capacidade de produção da indústria e da logística.

Lobão explicou que o governo estuda duas possibilidades para a data de lançamento do programa. Uma é dentro de 15 dias, e a outra possibilidade é esperar o final de vigência da redução do IPI (Imposto sobre Produto Industrializado) do eletrodoméstico, que termina no prazo de três meses.

Para assegurar um preço baixo para as geladeiras, os fabricantes terão redução de impostos, de acordo com Lobão. A fabricação de um modelo especial em grande quantidade também será determinante para reduzir o custo, na avaliação do ministro. (...)

Disponível em: <http://www1.folha.uol.com.br/folha/dinheiro/ult91u554620.shtml>. Acesso em: 3 abr. 2014.

Pesquise na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade as fontes de emissão desse gás e as consequências de sua liberação para o meio ambiente.

Pilhas comerciais e baterias

CAPÍTULO 19

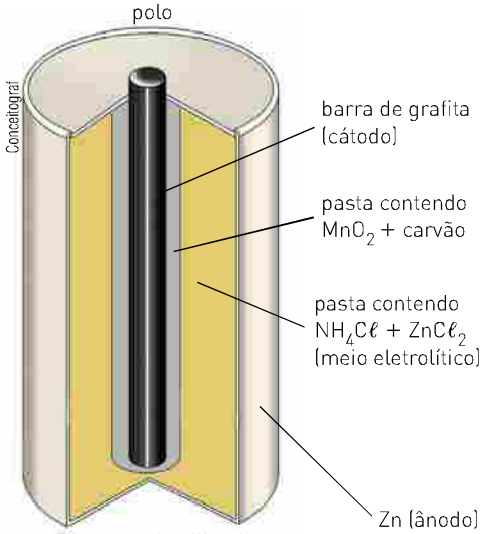
PILHAS COMERCIAIS

Pilha seca comum

Este tipo de pilha foi inventado em 1866 pelo engenheiro elétrico francês George Leclanché (1839-1882) e é utilizado, atualmente, em rádios portáteis, brinquedos, relógios, lanternas etc.

A pilha de Leclanché é formada por um invólucro de zinco, que funciona como o ânodo da cela e é separado das demais espécies químicas presentes na pilha por um papel poroso. O eletrodo central, o cátodo, é formado de grafita e está envolvido por uma camada de dióxido de manganês (MnO_2), por carvão em pó (C) e por uma pasta úmida contendo cloreto de amônio ($NH_4C\ell$), cloreto de zinco ($ZnC\ell_2$) e água (H_2O).

As reações que ocorrem quando o circuito está fechado são realmente complexas; porém, as mais prováveis são:



Esquema da pilha de Leclanché.

ânodo: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

cátodo:

$$2\ NH_4^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ NH_3 + \cancel{H_2}$$

$$\cancel{H_2} + 2\ MnO_2 \longrightarrow Mn_2O_3 + H_2O$$

$$2\ NH_4^+ + 2\ MnO_2 + 2\ e^- \longrightarrow 2\ NH_3 + Mn_2O_3 + H_2O$$

Uso diário das pilhas comuns

Se você deixar uma pilha dentro de um aparelho, o invólucro de zinco pode sofrer corrosão, acarretando vazamento da pasta úmida (eletrólito) e danificando o aparelho.

Quando você utiliza continuamente uma pilha, a amônia (NH_3) formada na semirreação do cátodo envolve o bastão de grafita, dificultando a descarga e, com isso, diminuindo a voltagem. Retirando essa pilha do aparelho, após certo tempo ela irá funcionar de novo relativamente bem, pois os íons Zn^{2+} removem o NH_3:

$$Zn^{2+} + 4\ NH_3 \longrightarrow [Zn(NH_3)_4]^{2+}$$

cátion tetra-amin-zinco

Colocando uma pilha já utilizada em um refrigerador, a diminuição da temperatura favorecerá a solubilidade da amônia que envolve a grafita na pasta úmida e, assim, a descarga ocorrerá mais facilmente, o que garante um melhor funcionamento temporário.

Essa pilha para de funcionar quando todo o MnO_2 se transforma em Mn_2O_3, não sendo recarregável.

Pilha alcalina

Este tipo de pilha é semelhante à de Leclanché. A diferença é que a sua mistura eletrolítica contém hidróxido de potássio, uma base fortemente alcalina, que substitui o $NH_4C\ell$ das pilhas comuns.

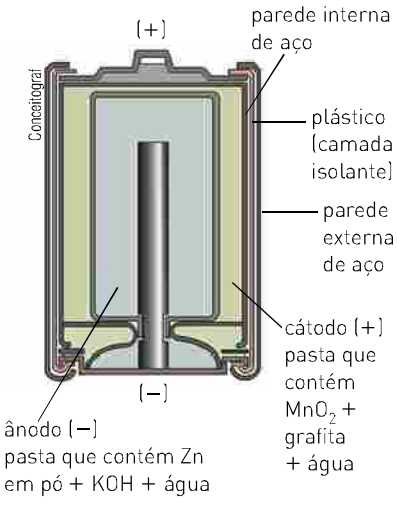
As reações que ocorrem nesse tipo de pilha são:

ânodo: $Zn + \cancel{2\ OH^-} \longrightarrow ZnO + \cancel{H_2O} + \cancel{2\ e^-}$

cátodo: $2\ MnO_2 + \cancel{H_2O} + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow Mn_2O_3 + \cancel{2\ OH^-}$

reação global: $Zn + 2\ MnO_2 \longrightarrow ZnO + Mn_2O_3$

A pilha alcalina apresenta uma durabilidade maior que as pilhas comuns, mas também não é recarregável.



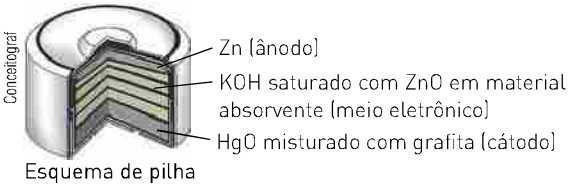
Pilha de mercúrio

As pilhas de mercúrio são muito utilizadas em relógios, câmeras fotográficas, aparelhos para melhorar a audição, calculadoras etc.

O ânodo desse tipo de pilha é constituído de zinco; o cátodo é o óxido de mercúrio II, HgO, e a solução eletrolítica é o hidróxido de potássio, KOH (aq).

A reação global que ocorre na pilha de mercúrio é representada por:

$$Zn + HgO \longrightarrow ZnO + Hg$$



Esquema de pilha de mercúrio.

Arquivo do autor

Pilha de mercúrio e moeda de 1 centavo. Por serem pequenas, as pilhas de mercúrio podem ser usadas em relógios.

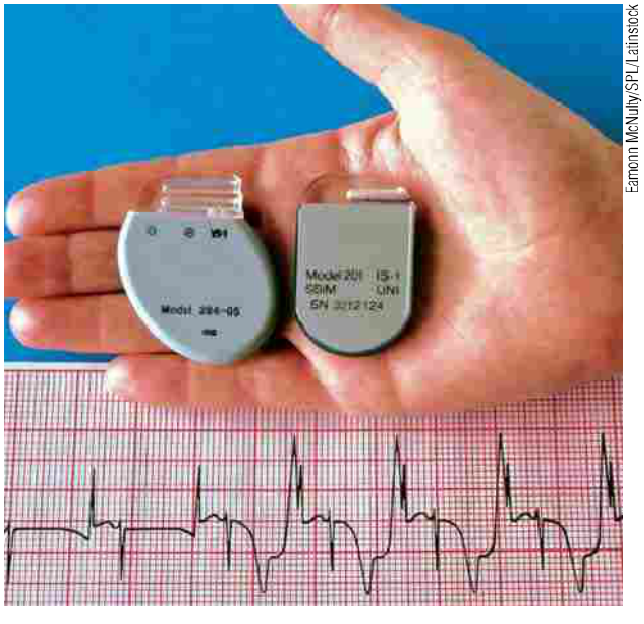
Pilha de lítio

As pilhas de lítio são leves e originam uma grande voltagem (≅ 3,4 volts), sendo muito usadas em marca-passos.

O ânodo desse tipo de pilha é o lítio, enquanto o cátodo é uma mistura complexa de substâncias, entre elas o cloreto de sulfurila, $SOC\ell_2$.

A reação global da pilha de lítio pode ser representada por:

$$4\ Li + 2\ SOC\ell_2 \longrightarrow 4\ Li^+ + 4\ C\ell^- + S + SO_2$$



Eamonn McNulty/SPL/Latinstock

Marca-passos são aparelhos que funcionam por meio de pilhas de lítio. Esses aparelhos são implantados no organismo e enviam impulsos elétricos ao coração, auxiliando o seu funcionamento adequado. O tamanho aproximado de um marca-passo é de 5 cm de comprimento.

Pilha de níquel-cádmio

Este tipo de pilha é muito utilizado em filmadoras, *flashes*, aparelhos eletrônicos portáteis, telefones etc.

O ânodo da bateria de níquel-cádmio é feito do metal cádmio (Cd), o cátodo contém hidróxido de níquel ($Ni(OH)_3$) e a solução eletrolítica é hidróxido de potássio. A reação global dessa bateria durante a sua descarga é:

$$Cd + 2\ Ni(OH)_3 \longrightarrow Cd(OH)_2 + 2\ Ni(OH)_2$$

Como os hidróxidos de Ni e Cd são insolúveis, eles acabam se depositando nos eletrodos. Quando isso ocorre, a bateria para de funcionar, mas, se fornecemos energia elétrica de uma fonte externa, a reação ocorre no sentido oposto, regenerando o Cd e o $Ni(OH)_3$. Assim, a bateria volta a funcionar, isto é, ela é recarregável.

Thinkstock/Getty Images

Pilhas de níquel-cádmio recarregáveis e recarregador.

QUÍMICA E MEIO AMBIENTE

Descarte responsável

O que você faz com as pilhas e as baterias velhas dos aparelhos elétricos que você tem em casa? Você costuma ler as informações das embalagens desses produtos?

Segundo dados de 2011, no Brasil são produzidas cerca de 800 milhões de pilhas comuns ao ano, cada uma delas com potencial de contaminação do solo por 50 anos.

Elementos como mercúrio, chumbo, níquel e cádmio, usados em pilhas e baterias, são altamente prejudiciais ao ambiente, aos seres humanos e a outros seres vivos. Alguns deles têm efeito cumulativo e permanecem por muito tempo nas cadeias alimentares.

BIS

À esquerda, símbolo que indica material que não deve ser descartado no lixo comum. À direita, símbolo de material reciclável.

É muito importante saber que existe uma legislação referente a isso. A Resolução Conama nº 401, de 4 de novembro de 2008, estabelece os limites máximos de chumbo, cádmio e mercúrio para pilhas e baterias comercializadas no país, sejam elas fabricadas aqui ou importadas. A resolução também define os critérios para coleta, reutilização, reciclagem, tratamento e descarte final desses dispositivos. Os revendedores têm a obrigação de manter postos de coleta à disposição do consumidor; os fabricantes têm a obrigação de cuidar das etapas seguintes até a destinação final.

E mais: em seu texto há instruções detalhadas sobre as informações que devem constar das embalagens de pilhas e baterias, para que o consumidor seja devidamente alertado sobre os riscos à sua saúde e ao ambiente e sobre a necessidade de encaminhar pilhas e baterias usadas aos revendedores e às assistências técnicas, para a devida coleta.

Quanto ao descarte, a resolução proíbe formas inadequadas de disposição ou destinação final das pilhas e baterias de **quaisquer tipos**, como lançamento a céu aberto ou em aterro não licenciado, queima a céu aberto ou incineração em instalações e equipamentos não licenciados, lançamento em rios, lagos, praias, manguezais, pântanos, terrenos baldios, poços, esgotos, áreas sujeitas a inundações, entre outros locais.

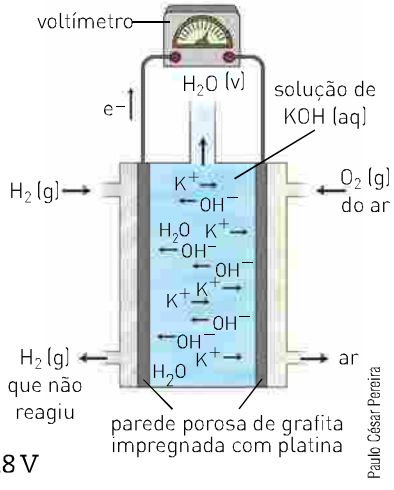
Da próxima vez que adquirir esses produtos, preste atenção nas informações da embalagem e siga as orientações.

Fontes: Resolução Conama nº 401/2008 (disponível em: <http://www.mma.gov.br/>; <http://super.abril.com.br/blogs/ideias-verdes/tag/pilhas-e-baterias/>) (dados numéricos citados no texto). Acessos em: 3 abr. 2014.

Para ir além

1. Busque na internet a Resolução Conama citada no texto. Leia-a na íntegra e discuta os principais pontos com seus colegas.
2. Muitas pessoas, por desconhecimento da legislação ou por hábito, descartam no lixo comum as pilhas usadas. Com seus colegas, pesquise mais informações sobre: danos ambientais e à saúde humana causados pela contaminação por chumbo, mercúrio e cádmio; descarte responsável de eletroeletrônicos; postos de coleta e reciclagem. Reúnam o material pesquisado e organizem, com a ajuda do(a) professor(a), uma campanha de esclarecimento na escola e, se for viável, na comunidade.

Pilha de combustíveis



Este tipo de pilha utiliza combustíveis gasosos, como o gás hidrogênio (H_2) e o gás oxigênio (O_2), que irão reagir em um ambiente apropriado, podendo-se obter energia elétrica. É muito utilizado em veículos espaciais.

As pilhas de combustíveis apresentam três compartimentos, separados uns dos outros por eletrodos porosos e inertes. O H_2 é injetado em um compartimento, e o O_2 é injetado em outro. Esses gases se difundem pelos eletrodos e reagem com uma solução eletrolítica de caráter básico contida no compartimento central.

As semirreações que ocorrem são:

ânodo: $2\ H_2\ (g) + 4\ OH^-\ (aq) \longrightarrow 4\ H_2O\ (v) + 4\ e^-$ $\quad E^0 = +0{,}828\ V$

cátodo: $O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) + 4\ e^- \longrightarrow 4\ OH^-\ (aq)$ $\quad E^0 = +0{,}401\ V$

reação global: $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta E^0 = +1{,}229\ V$

Outra pilha de combustíveis, usada atualmente em veículos elétricos, utiliza gás hidrogênio e gás oxigênio proveniente do ar e apresenta uma membrana, entre os eletrodos, que permite a troca de prótons (íons H^+).

Nesse tipo de pilha, o gás hidrogênio, introduzido em uma câmara localizada ao lado do ânodo, passa através de uma parede porosa de platina, que irá acelerar a reação:

reação anódica: $2\ H_2\ (g) \longrightarrow 4\ H^+\ (aq) + 4\ e^-$ $\quad E^0 = 0{,}0\ V$

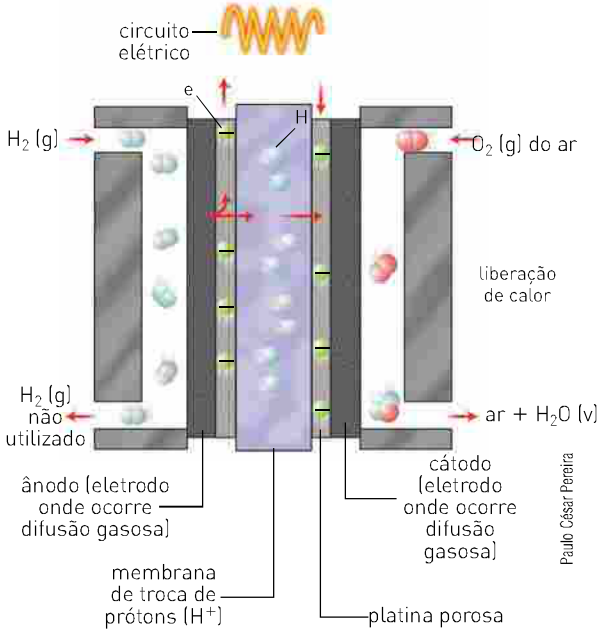
Os íons H^+ (aq) formados migram através da membrana de troca de prótons para o outro lado da célula onde ocorre a reação:

reação catódica: $O_2\ (g) + 4\ H^+\ (aq) + 4\ e^- \longrightarrow 2\ H_2O\ (v)$ $\quad E^0 = +0{,}68\ V$

A reação global desse tipo de pilha pode ser representada pela equação:

$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (v)$ $\quad \Delta E = +0{,}68\ V$

Diferentemente das pilhas estudadas até agora, as pilhas de combustíveis podem funcionar por longos períodos de tempo, desde que recebam continuamente os reagentes.



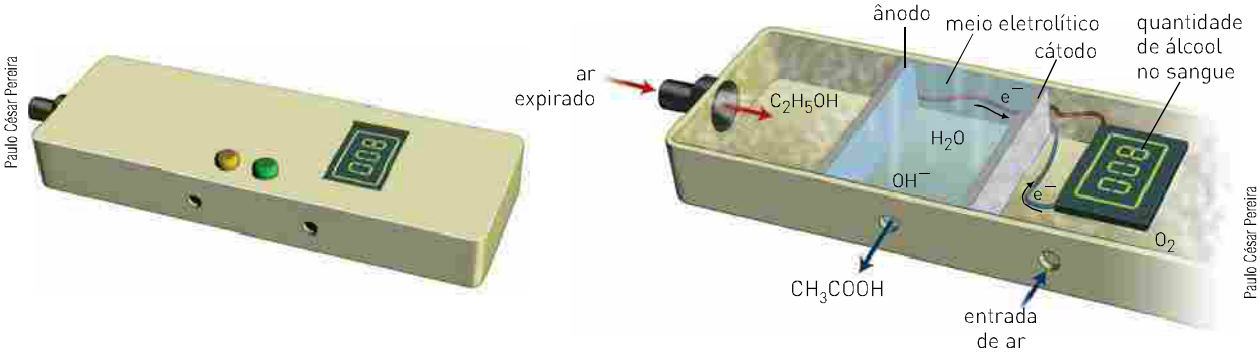
QUÍMICA E TECNOLOGIA

Bafômetro e pilha de combustíveis

O bafômetro é um aparelho utilizado para medir a quantidade de álcool etílico na corrente sanguínea. É comumente utilizado em motoristas suspeitos de dirigir alcoolizados.

O bafômetro mede a quantidade de álcool presente no ar expirado, que é proporcional à quantidade de álcool presente na corrente sanguínea.

Um dos tipos mais modernos de bafômetro usa uma célula de combustível que tem dois eletrodos de platina.



Quando uma pessoa assopra no bafômetro, introduz o álcool etílico, que é oxidado a ácido acético no ânodo. Essa semirreação pode ser representada por:

$$\underset{\text{álcool etílico}}{C_2H_5OH\ (v)} + 4\ OH^-\ (aq) \longrightarrow \underset{\text{ácido acético}}{H_3CCOOH\ (aq)} + 3\ H_2O\ (\ell) + 4\ e^-$$

No outro eletrodo, o cátodo, o gás oxigênio é reduzido:

$$O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) + 4\ e^- \longrightarrow 4\ OH^-\ (aq)$$

A reação global que ocorre nesse bafômetro corresponde à soma das duas semirreações:

$$C_2H_5OH\ (v) + O_2\ (g) \longrightarrow H_3CCOOH\ (aq) + H_2O\ (\ell)$$

Quanto maior a quantidade de álcool no sangue, maior será a corrente elétrica produzida.

Reflita

1. Observe abaixo a reação global que ocorre no bafômetro.

$$C_2H_5OH\ (v) + O_2\ (g) \longrightarrow H_3CCOOH\ (aq) + H_2O\ (\ell)$$

Responda:

a) Quem são os agentes oxidantes e redutores?

b) Qual elemento recebe elétrons?

c) Qual elemento tem a maior variação de Nox?

d) Qual substância funciona como polo negativo?

e) Qual substância tem o maior número de elétrons?

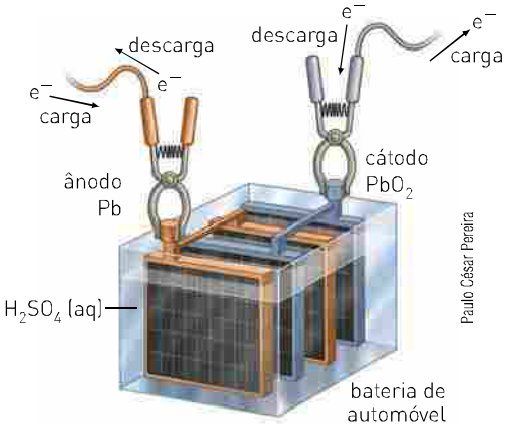
2. Qual a massa de álcool etílico capaz de ser oxidada pelo oxigênio presente em um volume de 500 mL de ar, a 25 °C e 1 atm?

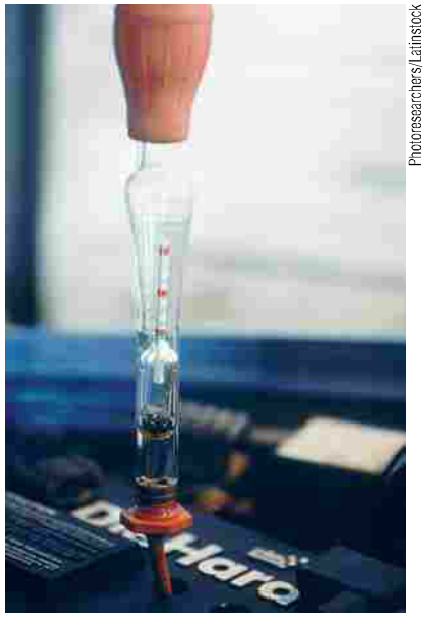
(Dados: volume de O_2 no ar = 20%; massa molar$_{\text{álcool etílico}}$ = 46 g/mol.)

Baterias ou acumuladores de chumbo

A bateria comum de automóvel geralmente gera 6 ou 12 volts, dependendo do número de celas usadas em sua construção. Internamente, a bateria contém certo número de celas, ligadas em série, cada uma gerando 2 volts.

Nessa bateria o ânodo é feito de chumbo, e o cátodo, de óxido de chumbo IV, PbO_2, ambos mergulhados em uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), de concentração igual a 30% em massa, o que corresponde a uma densidade de 1,28 g/cm³.




Photoresearchers/Latinstock

Mede-se a densidade da solução ácida introduzindo o densímetro em um vaso central e retirando uma amostra. A boia interna do densímetro indica o valor da densidade.

Quando o circuito externo está completo e a bateria está em operação (descarregando), ocorrem as seguintes reações:

ânodo: $Pb + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_4\,(s) + 2\,\cancel{e^-}$

cátodo: $2\,\cancel{e^-} + PbO_2 + 4\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O$

reação global na descarga: $Pb + PbO_2 + 4\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow 2\,PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O$

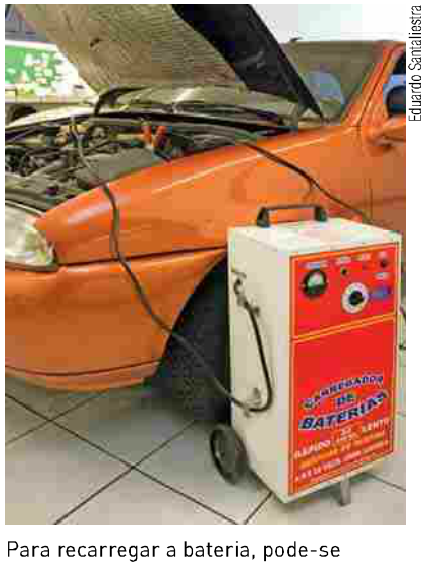
Note que o ácido sulfúrico está sendo consumido durante a descarga e que, com isso, a concentração da solução diminui gradativamente. Além disso, o $PbSO_4$ deposita-se, aos poucos, sobre os eletrodos. A recarga da bateria é feita pela aplicação de uma diferença de potencial de outra fonte, invertendo-se os polos. Desse modo, grande parte do H_2SO_4 consumido na descarga será regenerado, o que é feito pelo dínamo ou alternador do automóvel.

A reação global que apresenta a descarga e a carga da bateria pode ser representada pela equação:

$$Pb + PbO_2 + 4\,H^+ + 2\,SO_4^{2-} \underset{\text{carga}}{\overset{\text{descarga}}{\rightleftharpoons}} 2\,PbSO_4 + 2\,H_2O$$

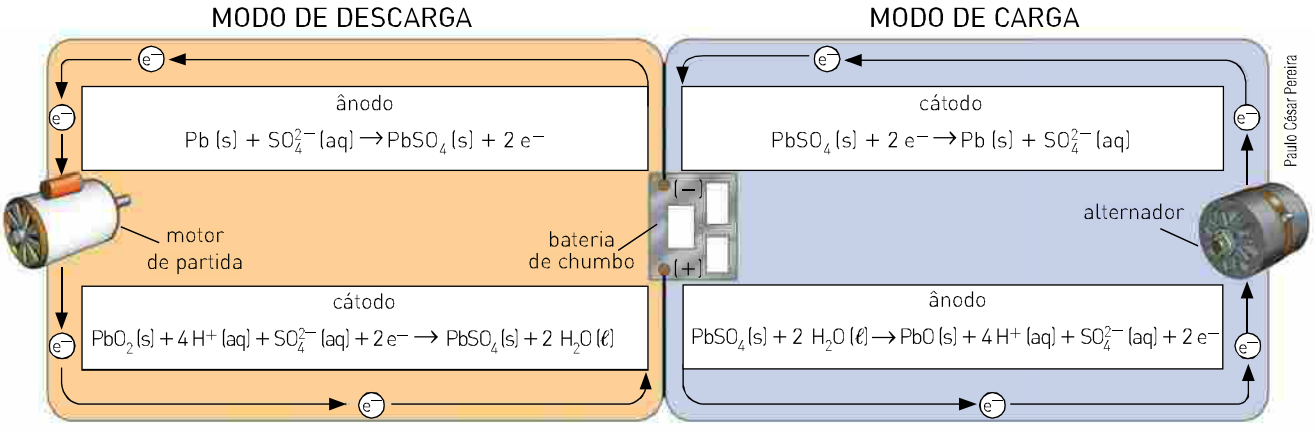
Para estimar o grau de descarga de uma bateria, mede-se a densidade da solução ácida. Caso a bateria esteja descarregada, essa solução apresentará uma densidade inferior a 1,20 g/cm³. A medida da densidade pode ser feita com a utilização de um densímetro.

Quando a bateria está descarregada, ela pode ser recarregada usando-se uma corrente elétrica proveniente de uma fonte externa.


Eduardo Santaliestra

Para recarregar a bateria, pode-se recorrer a uma fonte externa de energia.

FUNCIONAMENTO DA BATERIA DE CHUMBO



Paulo César Pereira

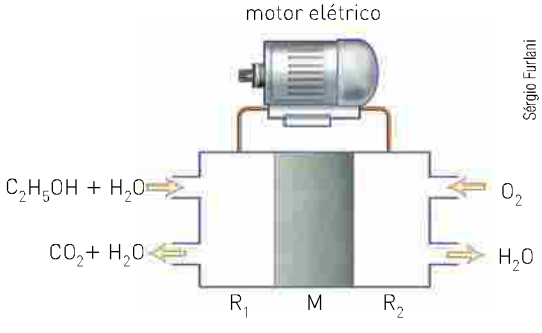
Durante o funcionamento desse tipo de bateria, ocorre a decomposição de uma parte da água nos gases hidrogênio e oxigênio; por esse motivo, deve-se adicionar água destilada à bateria, para manter o nível e a concentração da solução adequados ao seu bom funcionamento.

Exercício resolvido

(Ufscar-SP) O Brasil é pioneiro na produção em escala comercial de veículos movidos por motor de combustão interna utilizando combustível renovável. Nesses veículos, a energia é fornecida pela reação de combustão do etanol, segundo a reação representada pela equação balanceada

$$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O$$

que se processa com rendimento energético global de 30%. Em princípio, a mesma reação pode ser realizada numa célula de combustível, com a formação dos mesmos produtos. Na célula de combustível, a energia química armazenada no combustível é transformada diretamente em energia elétrica, com um rendimento energético de 50%. O esquema de uma célula de combustível baseada em membrana polimérica condutora de prótons é fornecido ao lado.



Sérgio Furlani

Em que:

M: membrana de eletrólito polimérico, permeável a íons H^+;
R_1 e R_2: recipientes contendo catalisadores adequados, onde se processam as semirreações.

a) Escreva as semirreações balanceadas que ocorrem no ânodo e no cátodo da célula de combustível.

b) Calcule a quantidade de CO_2, expressa em mol, que será formada para a produção de uma mesma quantidade de energia a partir do etanol, utilizando um motor de combustão interna e uma célula de combustível.

Sugestão: tome como base de cálculo a quantidade teórica de energia fornecida por um mol de etanol reagindo com O_2.

Solução

a) Inicialmente devemos escrever as semirreações devidamente balanceadas; para isso devemos saber os Nox dos elementos.

C_2H_5OH =	C_2	H_6	O	CO_2	
	−2	+1	−2	+4	−2
	−4	+6	−2	+4	−4

$$\underset{-2}{C_2H_5OH} \xrightarrow[\text{oxidação}]{} \underset{+4}{2\,CO_2}$$

$\Delta = 6$

$C_2H_5OH = 2 \cdot 6 = 12\,e^-$ perdidos

$C_2H_5OH \rightarrow 2\,CO_2 + 12\,e^-$

Devemos acertar o oxigênio colocando H_2O:

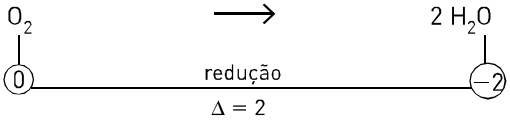
$$C_2H_5OH + 3\,H_2O \rightarrow 2\,CO_2 + 12\,e^-$$

Devemos acertar o hidrogênio colocando H^+:

$$C_2H_5OH + 3\,H_2O \rightarrow 2\,CO_2 + 12\,e^- + 12\,H^+$$

Essa é a reação de oxidação, isto é, reação anódica.

Vamos escrever a reação que ocorre no cátodo ou reação catódica:



$$O_2 = 2 \cdot 2 = 4\,e^- \text{ recebidos}$$

$$O_2 + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O$$

Vamos acertar o hidrogênio colocando H^+:

$$O_2 + 4\,e^- + 4\,H^+ \rightarrow 2\,H_2O$$

Essa é a reação de redução, isto é, reação catódica.

Para determinarmos a reação global, o número de elétrons cedidos deverá ser igual ao número de elétrons recebidos.

ânodo: $C_2H_5OH + 3\,H_2O \rightarrow 2\,CO_2 + \cancel{12\,e^-} + \cancel{12\,H^+}$

cátodo: $3\,O_2 + \cancel{12\,e^-} + \cancel{12\,H^+} \rightarrow \cancel{6}\,_3\,H_2O$

reação global: $C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$

b) Considerando ΔH de combustão do etanol igual a $-E$ kJ/mol de etanol:

$$C_2H_5OH + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O \quad \Delta H = -E\text{ kJ}$$

Motor de combustão interna: rendimento = 30% E

$$1\text{ mol de etanol} \xrightarrow{\text{produz}} 2\text{ mol de } CO_2 \xrightarrow{\text{liberam}} 0{,}3\text{ E}$$

$$x \xrightarrow{\text{libera}} 1\text{ E}$$

$$x = \frac{2}{0{,}3}\text{ mol de } CO_2$$

Célula combustível: rendimento = 50% E

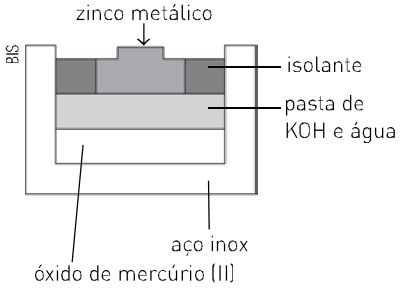
$$1\text{ mol de etanol} \xrightarrow{\text{produz}} 2\text{ mol de } CO_2 \xrightarrow{\text{liberam}} 0{,}5\text{ E}$$

$$y \xrightarrow{\text{libera}} 1\text{ E}$$

$$y = \frac{2}{0{,}5}\text{ mol de } CO_2$$

Exercícios fundamentais

O esquema ao lado é de uma pilha utilizada em relógios.



As reações que ocorrem nessa pilha são:

I. $Zn\,(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$ $\quad \Delta E^0 = +0{,}76\text{ V}$

II. $HgO\,(s) + H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightleftharpoons Hg\,(\ell) + 2\,OH^-\,(aq)$ $\quad \Delta E^0 = +0{,}85\text{ V}$

Com base nessas informações, responda às questões de **1** a **7**.

1. A reação I é de oxidação ou de redução?

2. A reação II é de oxidação ou de redução?

3. Indique o agente oxidante e o redutor na reação global.

4. Escreva em seu caderno a reação global.

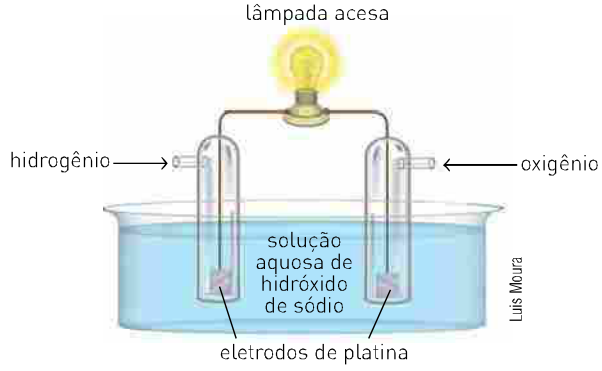
5. Determine o ΔE^0 dessa reação.

6. De qual eletrodo partem os elétrons?

7. Com o funcionamento da pilha, indique se as quantidades das espécies Zn, HgO, Hg e OH^- vão aumentar ou diminuir.

Com base nas informações abaixo, responda às questões de **8** a **13**.

O diagrama representa, simplificadamente, uma pilha a combustível que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio.



As semirreações dessa pilha são:

I. $2\,H_2\,(g) + 4\,OH^-\,(aq) \longrightarrow 4\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^-$
$E_0 = 0{,}00\ V$

II. $O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-\,(aq)$
$E_0 = +1{,}23\ V$

8. A semirreação I é de oxidação ou de redução?

9. A semirreação II é de oxidação ou de redução?

10. A semirreação I ocorre no ânodo ou no cátodo?

11. A semirreação II ocorre no ânodo ou no cátodo?

12. O fluxo de elétrons ocorre no sentido da semirreação I para a semirreação II. Essa afirmação está correta? Justifique sua resposta.

13. Escreva a reação global e determine o seu ΔE^0.

Uma bateria de carro é, fundamentalmente, formada por placas de chumbo (Pb) e de óxido de chumbo IV (PbO_2) mergulhadas em solução aquosa de H_2SO_4.
A equação abaixo representa o funcionamento de uma bateria.

$$\underset{0}{Pb\,(s)} + \underset{+4}{PbO_2\,(s)} + 2\,H^+\,(aq) + 2\,HSO_4^-\,(aq) \underset{\text{recarga}}{\overset{\text{descarga}}{\rightleftharpoons}} \underset{+2}{2\,PbSO_4\,(s)} + 2\,H_2O\,(\ell)$$

Com base nessas informações, responda às questões de **14** a **22**.

14. Na descarga, a transformação de Pb (s) em $PbSO_4$ (s) é uma oxidação ou uma redução?

15. Na descarga, a transformação de PbO_2 (s) em $PbSO_4$ (s) é uma oxidação ou uma redução?

16. Na descarga, indique a espécie que perde elétrons.

17. Na descarga, indique a espécie que ganha elétrons.

18. Na descarga, a quantidade de chumbo (Pb) aumenta ou diminui?

19. Na descarga, a quantidade de $PbSO_4$ (s) aumenta ou diminui?

20. Na descarga, a concentração de H^+ aumenta ou diminui?

21. Na recarga, a transformação de $PbSO_4$ (s) em Pb (s) é uma oxidação ou uma redução?

22. Na recarga, a quantidade de PbO_2 (s) aumenta ou diminui?

Testando seu conhecimento

Uma célula eletroquímica zinco-óxido de prata, utilizada em aparelhos auditivos como gerador de energia, baseia-se nas seguintes semirreações:

$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Zn$ $\qquad E^0 = -0{,}76\ V$

$Ag_2O\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,Ag + 2\,OH^-$ $\qquad E^0 = +0{,}35\ V$

Com base nessas informações, responda às questões de **1** a **5**.

1. Escreva a reação global e calcule o ΔE da pilha.

2. Qual eletrodo é o ânodo?

3. Qual eletrodo é o cátodo?

4. Qual eletrodo é o polo positivo?

5. Qual eletrodo é o polo negativo?

Thinkstock/Getty Images

Aparelho auditivo e célula eletroquímica zinco-óxido de prata.

6. Uma pilha desenvolvida recentemente utiliza zinco e oxigênio do ar. Na confecção dessa pilha, são utilizadas partículas de zinco metálico misturadas a uma solução de KOH. Essas partículas não reagem com O_2.

As reações dessa pilha podem ser representadas pelas equações:

$Zn\,(s) + 2\,OH^-\,(aq) \longrightarrow Zn(OH)_2\,(s) + 2\,e^-$ $\qquad E^0 = -1{,}25\ V$

$O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-\,(aq)$ $\qquad E^0 = +0{,}40\ V$

Com base nas afirmações, classifique os itens em verdadeiros ou falsos.

I. A fem é o ânodo (polo −).

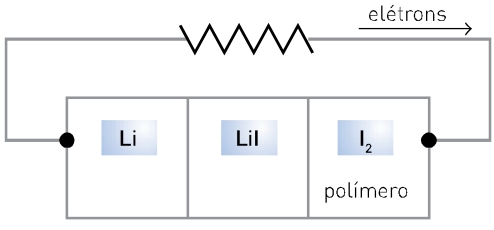
II. A reação global pode ser representada por:
$2\,Zn\,(s) + O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \longrightarrow Zn(OH)_2\,(s)$

III. O Zn (s) é o ânodo (polo −).

IV. O O_2 é o agente oxidante.

V. Os elétrons migram do eletrodo de O_2 (g) para o eletrodo de Zn (s).

7. (Unifesp) A bateria primária de lítio-iodo surgiu em 1967, nos Estados Unidos, revolucionando a história do marca-passo cardíaco. Ela pesa menos que 20 g e apresenta longa duração, cerca de cinco a oito anos, evitando que o paciente tenha que se submeter a frequentes cirurgias para trocar o marca-passo. O esquema dessa bateria é representado na figura ao lado.



Para essa pilha, são dadas as semirreações de redução:

$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$ $\qquad E^0 = -3{,}05\ V$

$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2\,I^-$ $\qquad E^0 = +0{,}54\ V$

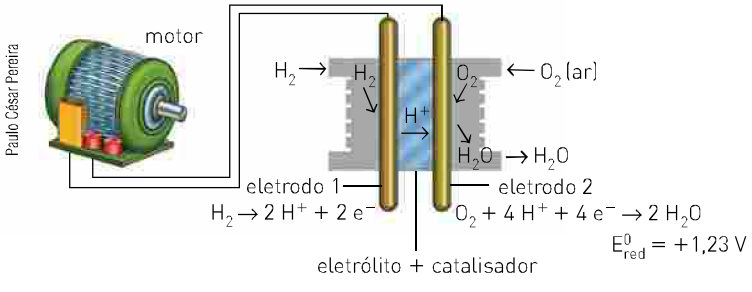
São feitas as seguintes afirmações sobre essa pilha:

I. No ânodo ocorre a redução do íon Li^+.
II. A ddp da pilha é +2,51 V.
III. O cátodo é o polímero/iodo.
IV. O agente oxidante é o I_2.

São corretas as afirmações contidas apenas em:

a) I, II e III.
b) I, II e IV.
c) I e III.
d) II e III.
e) III e IV.

8. (UFRJ) Na busca por combustíveis mais "limpos", o hidrogênio tem-se mostrado uma alternativa muito promissora, pois sua utilização não gera emissões poluentes. O esquema ao lado mostra a utilização do hidrogênio em uma pilha eletroquímica, fornecendo energia elétrica a um motor.



Com base no esquema:

a) Identifique o eletrodo positivo da pilha. Justifique sua resposta.

b) Usando as semirreações, apresente a equação da pilha e calcule sua força eletromotriz.

9. (PAS-UnB-DF) Após o jantar, o grupo resolveu ouvir música, mas, ao ligar o rádio, percebeu que as pilhas estavam muito fracas. Alguém perguntou se havia a possibilidade de usar a energia da bateria do ônibus, que é recarregada periodicamente com o funcionamento do motor. Para responder a essa pergunta, um estudante, considerando que a bateria usada no ônibus é construída com chumbo, cujos potenciais de redução padrão são apresentados nas equações abaixo, calculou corretamente, em volts, o valor máximo da fem fornecida por uma célula da bateria.

$PbSO_4\,(s)\,2\,e^- \rightleftharpoons Pb\,(s) + SO_4^{2-}\,(aq)$ $\qquad E^0 = -0{,}36\ V$

$PbO_2\,(s) + SO_4^{2-}\,(aq) + 4\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$ $\qquad E^0 = +1{,}68\ V$

Multiplique por 10 o valor calculado pelo estudante e despreze, caso exista, a parte fracionária desse resultado.

10. (PSS-UFPB) Em relação à poluição ambiental, tornou-se necessária a fabricação de veículos com baixa emissão de poluentes. Uma das maneiras encontradas para amenizar o problema é utilizar motores elétricos alimentados por baterias de chumbo. Essas baterias são constituídas de ânodos de chumbo, Pb, e cátodos de óxido de chumbo, PbO_2, sendo ambos os eletrodos imersos em uma solução de ácido sulfúrico, H_2SO_4, cuja reação global é:

$$Pb\,(s) + PbO_2\,(s) + 2\,H_2SO_4\,(aq) \longrightarrow 2\,PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

Com respeito às baterias de chumbo, é incorreto afirmar:

a) O chumbo é o agente redutor e o óxido de chumbo é o agente oxidante.

b) A formação de sulfato de chumbo, $PbSO_4$, ocorre tanto na redução, no cátodo, quanto na oxidação, no ânodo.

c) O chumbo, ao se oxidar, recebe dois elétrons do óxido de chumbo.

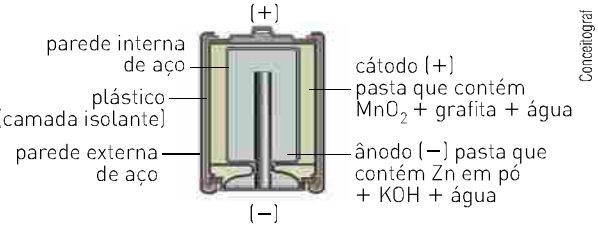
d) O chumbo, ao se oxidar, cede dois elétrons ao óxido de chumbo.

e) A reação global é uma reação de oxidorredução.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFRRJ) Em 1866, George Leclanché inventou a pilha seca (pilha comum) que é atualmente utilizada em brinquedos, relógios, lanternas etc.

As pilhas alcalinas são mais utilizadas, hoje em dia, devido ao seu rendimento ser de cinco a oito vezes maior que a pilha comum.



Conceitograf

Na pilha alcalina de níquel-cádmio, ocorrem as seguintes reações:

$$Cd\,(s) + 2\,OH^-\,(aq) \rightarrow Cd(OH)_2\,(aq) + 2\,e^-$$
$$NiO_2\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow Ni(OH)_2\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

A partir das equações da pilha de níquel-cádmio, escreva a equação global e identifique a reação anódica.

2. (UFSC) No Brasil, uma das resoluções do Conselho Nacional do Meio Ambiente — Conama — determina a devolução das pilhas e baterias contendo cádmio, chumbo e mercúrio aos estabelecimentos comerciais e às indústrias para reciclagem, ou descarte em aterros sanitários licenciados. Dentre os utensílios que utilizam esses dispositivos destacam-se os aparelhos de telefones celulares, cada vez mais comuns entre as pessoas. Esses aparelhos operam com pilhas ou baterias de níquel-cádmio, que podem ser recarregadas e funcionam de acordo com a equação global:

$$Cd\,(s) + NiO_2\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow Cd(OH)_2\,(s) + Ni(OH)_2\,(aq) \qquad \Delta E^0 = 1{,}40\ V$$

O cádmio e uma pasta úmida de óxido de níquel contendo hidróxido de potássio compõem os eletrodos da bateria de níquel-cádmio.

De acordo com as informações do enunciado, indique a(s) proposição(ões) *correta*(s).

01. A equação global da pilha de níquel-cádmio representa um processo de oxidorredução.

02. Na pilha de níquel-cádmio o eletrodo de cádmio representa o cátodo.

04. A voltagem necessária para a recarga da pilha de níquel-cádmio deverá ser inferior a 1,40 V.

08. No processo de carga da pilha o eletrodo de cádmio representa o ânodo.

16. A reação acima indicada é um processo espontâneo.

32. O óxido de níquel atua como redutor na pilha.

64. Na reação global da pilha há uma transferência de 2 elétrons, do agente redutor para o agente oxidante.

3. (UFPR) O uso de muitos equipamentos eletrônicos depende de pilhas recarregáveis. Uma pilha de níquel-cádmio é constituída por um polo contendo NiOOH, um polo contendo cádmio e um separador contendo um eletrólito básico. Quando tal pilha é usada nos equipamentos, sofre uma descarga em que ocorrem reações eletroquímicas que podem ser representadas para cada polo como:

$$NiOOH + H_2O + e^- \rightarrow Ni(OH)_2 + OH^-$$
$$Cd^0 + 2\,OH^- \rightarrow Cd(OH)_2 + 2\,e^-$$

Sobre esse tipo de pilha, indique a alternativa correta.

a) Na pilha completamente carregada, o átomo de níquel está no estado de oxidação 2^+, que passa para zero durante o processo de descarga.

b) Na reação de descarga da pilha, para cada mol de cádmio consumido, dois mol de NiOOH serão reduzidos a $Ni(OH)_2$.

c) O polo negativo da pilha contém os compostos de níquel, e o positivo, cádmio.

d) Quando se recarrega a pilha, forma-se $Ni(OH)_2$ e $Cd(OH)_2$ como produtos da reação eletroquímica.

e) Na reação de descarga da pilha, o agente redutor é o NiOOH, e o oxidante, Cd.

4. (UFC-CE) As pilhas alcalinas são compostas basicamente de grafite (carbono, C), pasta de dióxido de manganês (MnO_2) e zinco (Zn) em meio alcalino de hidróxido de potássio (KOH). Dados os potenciais padrão de redução:

$Zn(OH)_2 + 2\,e^- \rightarrow Zn\,(s) + 2\,OH^-\,(aq)$ $\quad E^0 = -0{,}90\ V$

$2\,MnO_2\,(s) + H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow Mn_2O_3\,(s) + 2\,OH^-\,(aq)$ $\quad E^0 = +0{,}60\ V$

$K^+\,(aq) + e^- \rightarrow K\,(s)$ $\quad E^0 = -2{,}93\ V$

indique a alternativa correta.

a) O dióxido de manganês funciona como cátodo.

b) A voltagem padrão da pilha é −0,30 V.

c) O hidróxido de potássio funciona como cátodo.

d) A grafite funciona como eletrodo de sacrifício.

e) O hidróxido de zinco funciona como cátodo.

5. (Ufla-MG) Com a popularização de equipamentos eletrônicos que utilizam baterias (celulares, câmaras fotográficas etc.), houve um grande aumento no consumo de baterias recarregáveis. A bateria de níquel-cádmio é a mais utilizada. A construção dessa bateria emprega uma pasta concentrada de KOH. As semirreações dessa pilha são:

$$Cd\,(s) + 2\,OH^-\,(aq) \rightarrow Cd(OH)_2\,(s) + 2\,e^-$$

$$2\,Ni(OH)_3\,(s) + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ni(OH)_2\,(s) + 2\,OH^-\,(aq)$$

Como a reação é reversível, essa bateria pode ser facilmente recarregável. Porém, o cádmio é um metal altamente tóxico e pode causar sérios danos ao meio ambiente. Com relação às reações que ocorrem nas baterias, responda:

a) Qual a reação global que ocorre durante a descarga de uma bateria de níquel-cádmio?

b) A tensão de uma bateria de níquel-cádmio é constante em 1,4 V durante todo o uso. Como a tensão depende das concentrações iônicas internas da bateria, por que o potencial é constante?

c) Para a substituição do cádmio nas baterias, emprega-se um hidreto metálico adequado (M-H) cuja semirreação é

$$(M\text{-}H)\,(s) + OH^-\,(aq) \rightarrow M\,(s) + H_2O\,(\ell) + e^-$$

Qual é a reação global para uma bateria de metal hidreto de níquel?

6. (Ufal) A reação que ocorre em um acumulador de chumbo (3 pilhas ou 6 pilhas ligadas em série) no processo de descarga é representada por:

$$Pb\,(s) + PbO_2\,(s) + 4\,H^+\,(aq) + 2\,SO_4^{2-} \rightarrow 2\,PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

A associação de três pilhas resulta uma força eletromotriz (f.e.m.) de 6 volts.

a) Dê as equações das reações que ocorrem em cada eletrodo, na descarga.

b) Indique os polos negativos e positivos.

c) Faça um esboço da associação em série dessas três pilhas, indicando a f.e.m. de cada pilha.

d) Dê a equação da reação que ocorre no processo de recarga do acumulador.

7. (UFG-GO) Células a combustível geram eletricidade usando reagentes que são fornecidos continuamente. Veículos movidos com essas células são soluções promissoras para a emissão zero, ou seja, não são produzidos gases poluentes, uma vez que o único produto é a água. Considere duas células a combustível, sendo uma alcalina, empregando KOH (aq) como eletrólito, e uma de ácido fosfórico, empregando H_3PO_4 (aq) como eletrólito. Com base nas semirreações a seguir, calcule o potencial padrão de cada célula.

$O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell)$	$E^0\,/\,V = +1{,}23$
$O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-\,(aq)$	$E^0\,/\,V = +0{,}40$
$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$	$E^0\,/\,V = 0{,}00$
$2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g) + 2\,OH^-\,(aq)$	$E^0\,/\,V = -0{,}83$

8. (PUC-RS) O bafômetro é um aparelho utilizado para medir a quantidade de álcool etílico na corrente sanguínea. A quantidade de álcool presente no ar expirado é proporcional à quantidade de álcool presente no sangue. Os bafômetros mais modernos funcionam com pilhas de combustível, e a corrente elétrica é proporcional à quantidade de álcool que reage. As reações estão representadas pelas equações:

$$C_2H_6O + 4\,OH^- \rightarrow C_2H_4O_2 + 3\,H_2O + 4\,e^-$$
$$O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-$$

Em relação às reações que ocorrem no bafômetro, é correto afirmar que:

a) o oxigênio reage no ânodo.
b) o álcool é o agente redutor.
c) o álcool reage no polo positivo.
d) a redução ocorre no polo negativo.
e) o fluxo de elétrons é do cátodo para o ânodo.

9. (UFPR) A célula a combustível foi utilizada, inicialmente, como fonte de energia em cápsulas espaciais por ser eficiente e produzir água para os tripulantes. Durante o seu funcionamento, um fluxo de H_2 gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e, no outro, propicia-se um fluxo de O_2 gasoso, ocorrendo a seguinte reação:

$$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow H_2O\,(\ell) \qquad \Delta E = +1{,}23\ V \text{ (nas condições padrão)}$$

Como eletrólito, é utilizada solução aquosa concentrada de KOH. Dados: $d(H_2O) = 1\ g \cdot mL^{-1}$; massas atômicas: H = 1 e O = 16.

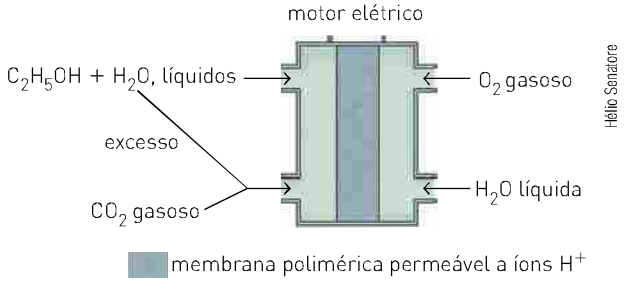
Com base nas informações sobre a célula a combustível, considere as afirmativas a seguir.

I. No cátodo dessa célula ocorre o processo de oxidação do O_2 gasoso.
II. Durante a reação de oxidorredução da célula, ocorre a transferência de 2 elétrons.
III. Considerando que em uma missão espacial são consumidos cerca de 90 kg de hidrogênio gasoso por dia, em 7 dias a quantidade de água produzida é igual a 5 670 L.
IV. A célula a combustível é denominada célula eletrolítica, pois nela uma reação química espontânea gera energia.

Indique a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
b) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

10. (Ufscar-SP) Uma tecnologia promissora para a redução do uso de combustíveis fósseis como fonte de energia são as células de combustíveis, nas quais os reagentes são convertidos em produtos através de processos eletroquímicos, com produção de energia elétrica, que pode ser armazenada ou utilizada diretamente. A figura apresenta o esquema de uma célula de combustível formada por duas câmaras dotadas de catalisadores adequados, onde ocorrem as semirreações envolvidas no processo.



O contato elétrico entre as duas câmaras se dá através de uma membrana permeável a íons H^+ e do circuito elétrico externo, por onde os elétrons fluem e acionam, no exemplo da figura, um motor elétrico. Comparando-se um motor a explosão com outro movido a eletricidade gerada por uma célula de combustível, ambos utilizando etanol, os produtos finais serão os mesmos — CO_2 e H_2O —, mas a eficiência da célula de combustível é maior, além de operar em temperaturas mais baixas.

a) Sabendo que no processo estão envolvidos, além de reagentes e produtos finais, a água, íons H^+ e elétrons, escreva as equações químicas balanceadas para as semirreações que ocorrem em cada câmara da célula de combustível apresentada na figura.
b) Determine o sentido do fluxo de elétrons pelo circuito elétrico externo (motor elétrico). Justifique sua resposta.

11. (Acafe) Pilhas a combustível do tipo AFC (Alkalyne Fuel Cell) são dispositivos leves e eficientes, projetados para missões espaciais como a nave americana Apollo. Operam em temperaturas de 70 a 140 °C, gerando voltagem de aproximadamente 0,9 V. Nessas células, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso e o outro por oxigênio gasoso.

As semirreações que ocorrem são as seguintes:

No ânodo: $2\,H_2\,(g) + 4\,OH^-\,(aq) \rightarrow 4\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^-$

No cátodo: $1\,O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-\,(aq)$

Com base nas informações anteriores, marque com V as afirmações verdadeiras e com F as falsas.

( ) Nessas pilhas o hidrogênio é o agente cooxidante.

( ) A reação global da pilha é representada por: $2\,H_2\,(g) + 1\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell)$.

( ) Nessas pilhas, os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.

( ) A utilização de pilhas a combustível não gera emissões poluentes.

( ) Mudanças nos coeficientes estequiométricos das semirreações alteram valores dos potenciais eletroquímicos.

A sequência correta, de cima para baixo, é:

a) F – V – F – V – F
b) V – F – V – V – F
c) V – V – F – F – V
d) F – F – V – F – V

12. (ITA-SP) A hidrazina (N_2H_4) e o tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) são utilizados na propulsão líquida de foguete. A equação química não balanceada que representa a reação global entre esses dois reagentes químicos é:

$$N_2H_4\,(\ell) + N_2O_4\,(\ell) \rightarrow N_2\,(g) + H_2O\,(g)$$

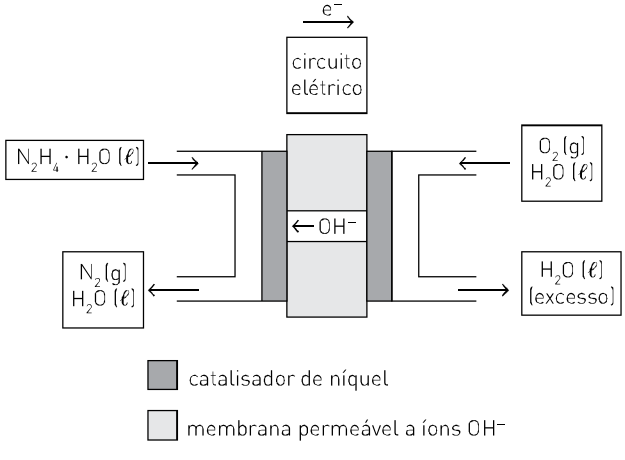
Analisando essa reação do ponto de vista eletroquímico:

a) esquematize um dispositivo eletroquímico (célula de combustível) no qual é possível realizar a reação química representada pela equação do enunciado.

b) escreva as equações químicas balanceadas das semirreações anódica e catódica que ocorrem no dispositivo eletroquímico.

13. (Vunesp-SP) A hidrazina, substância com fórmula molecular N_2H_4, é um líquido bastante reativo na forma pura. Na forma de seu monoidrato, $N_2H_4 \cdot H_2O$, a hidrazina é bem menos reativa que na forma pura e, por isso, de manipulação mais fácil. Devido às suas propriedades físicas e químicas, além de sua utilização em vários processos industriais, a hidrazina também é utilizada como combustível de foguetes e naves espaciais, e em células de combustível.

Observe o esquema de uma célula de combustível de hidrazina monoidratada e oxigênio do ar em funcionamento, conectada a um circuito elétrico externo. No compartimento representado no lado esquerdo do esquema, é introduzido apenas o reagente $N_2H_4 \cdot H_2O$, obtendo-se os produtos $N_2\,(g)$ e $H_2O\,(\ell)$ em sua saída. No compartimento representado no lado direito do esquema, são introduzidos os reagentes $O_2\,(g)$ e $H_2O\,(\ell)$, sendo $H_2O\,(\ell)$ consumido apenas parcialmente na semirreação, e seu excesso liberado inalterado na saída do compartimento.



Escreva a equação química balanceada que representa a reação global que ocorre durante o funcionamento dessa célula de combustível e indique os estados de oxidação, nos reagentes e nos produtos, do elemento que é oxidado nesse processo.

LEIA, ANALISE E RESPONDA

Proteção catódica e proteção anódica

Olhando atentamente ao redor, notamos que a ferrugem está presente em diversos lugares, como nas grades de ferro, automóveis, eletrodomésticos, janelas, bicicletas, tubulações etc. Basta que a gente se descuide e o que era um pontinho insignificante de ferrugem se alastra por todo o material, causando sua deterioração. O prejuízo muitas vezes é imensurável, desde pequenas perdas de objetos até prejuízos econômicos mais significativos, podendo inclusive colocar a vida de pessoas em risco – como no caso da corrosão de estruturas metálicas em construções.

Para evitar tais perdas, são realizados, em peças a serem protegidas, processos de revestimentos com inibidores de corrosão catódicos e anódicos.

Na *proteção catódica*, o metal a ser preservado é colocado em contato com outro metal com maior tendência a se oxidar.

Ebbe Holsting

Ebbe Holsting

Proteção catódica de Zn em casco de navio.

Por exemplo, a proteção catódica por ânodos de zinco é utilizada em navios, em que há a formação de uma pilha. Em função de seu maior potencial de oxidação (menor potencial de redução), o zinco atua como ânodo, protegendo o ferro do casco do navio.

A *proteção anódica*, por sua vez, baseia-se na deposição de uma película protetora sobre os materiais metálicos por meio da aplicação de corrente elétrica. Tais películas podem ser constituídas de óxidos, como no caso do alumínio anodizado, ou tintas à base de óxidos.

Fernando Favoretto/Criar Imagem

Janela com esquadrias de alumínio anodizadas.

Com base na leitura e em seus conhecimentos em eletroquímica, responda às questões de **1** a **3**:

1. Explique o que é a ferrugem e cite prováveis causas que contribuem para o seu aparecimento.
2. Para que o método de proteção contra a ferrugem seja eficiente, o que se deve esperar do potencial de redução da substância usada?
3. Analise a tabela de potenciais disponível à página 289, escreva a reação química que ocorre entre o casco do navio e a proteção catódica e justifique, através do cálculo do potencial de redução, por que esse método pode ser usado para a proteção dos cascos de embarcações.

CAPÍTULO 20

Eletrólise

Geralmente, metais não ocorrem livres na natureza. As formas mais comuns desses materiais são óxidos ou sais.

O sal mais abundante presente na água do mar é o cloreto de sódio, encontrado na forma dissociada: Na^+ (aq) e $C\ell^-$ (aq). Esse sal é usado para a produção do sódio metálico, Na, e do gás cloro, $C\ell_2$, que não são encontrados livres na natureza.

Para produzir o sódio metálico, é necessário que o cátion Na^+ seja transformado em Na. Paralelamente, a produção do gás cloro é feita a partir dos íons $C\ell^-$. De que modo se combinam, industrialmente, esses dois processos?

A reação entre o cátion Na^+ e o ânion $C\ell^-$ que permite a obtenção de Na e $C\ell_2$ pode ser representada pela equação

$$2\ Na^+ + 2\ C\ell^- \longrightarrow 2\ Na + C\ell_2$$

e não ocorre espontaneamente.

Para entender a não espontaneidade dessa reação, devemos lembrar que os íons Na^+ e $C\ell^-$ são mais estáveis que seus respectivos átomos (Na e $C\ell$) e também conhecer os potenciais de redução dos íons Na^+ e $C\ell^-$.

$$C\ell_2 + 2\ e^- \longrightarrow 2\ C\ell^- \qquad E^0_{red} = +1{,}36\ V$$
$$Na^+ + e^- \longrightarrow Na \qquad E^0_{red} = -2{,}71\ V$$

As semirreações que deveriam ocorrer para formar Na^0 e $C\ell_2$ seriam:

$$2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + \cancel{2\ e^-} \qquad -1{,}36\ V$$
$$2\ Na^+ + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow 2\ Na^0 \qquad -2{,}71\ V$$
$$2\ Na^+ + 2\ C\ell^- \longrightarrow 2\ Na^0 + C\ell_2 \qquad \Delta E = -4{,}07\ V$$

Como o ΔE é negativo (−4,07 V), a reação **não é espontânea**. No entanto, podemos provocá-la se submetermos o sistema a uma corrente elétrica proveniente de fonte externa, como, por exemplo, uma pilha, por meio de um processo chamado eletrólise.

Thinkstock/Getty Images

Sal de cozinha, cujo principal componente é o cloreto de sódio (NaCℓ).

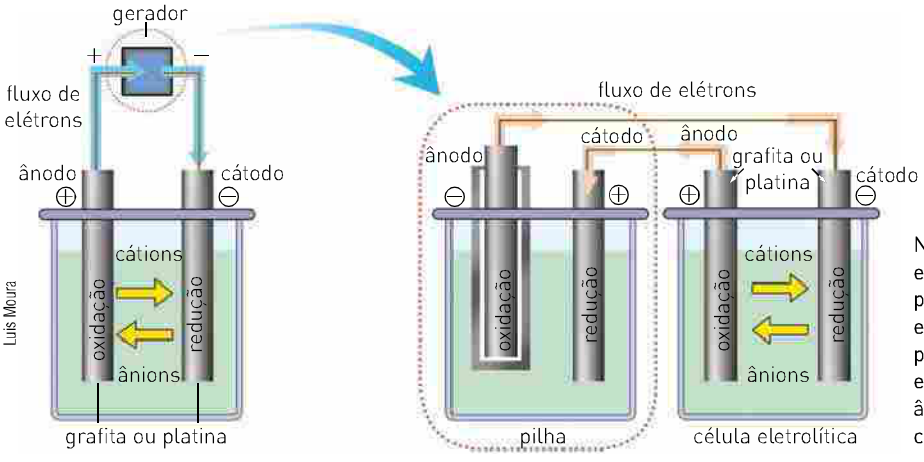
> *Outro fato interessante a respeito dessas reações: o gás cloro pode ser obtido diretamente da água do mar, mas o sódio metálico não. Na verdade, é difícil obter sódio metálico: sendo um processo eletroquímico, é grande a quantidade de eletricidade necessária para a sua produção, assim como a do alumínio.*

> *Outros metais são produzidos muito mais facilmente. Se você se lembra do que viu no 1º ano, saberá, por exemplo, que, nas extrações de ouro, um leve aquecimento das bateias junto com um pouco de mercúrio separa o ouro quase que imediatamente do minério.*

ELETRÓLISE

Nas pilhas, ocorrem algumas reações químicas capazes de produzir espontaneamente corrente elétrica. O processo inverso, em que a passagem de corrente elétrica através de um sistema líquido onde existem íons produz reações químicas, não é espontâneo e é denominado **eletrólise**, tendo sido estudado pela primeira vez por Michael Faraday (1791-1867), em meados do século XIX.

As eletrólises são realizadas em uma cela (ou célula) eletrolítica, na qual a corrente elétrica é produzida por um gerador (pilha), e os eletrodos são geralmente inertes: platina ou grafita (carvão).



No processo de eletrólise, os elétrons emergem da pilha (gerador) pelo ânodo ⊖ e entram na célula eletrolítica pelo cátodo ⊖, no qual produzem redução. Na célula eletrolítica, os elétrons emergem pelo ânodo ⊕, no qual ocorre oxidação, e chegam à pilha pelo seu cátodo ⊕.

Na célula eletrolítica, temos:

- cátions (íons positivos) migrando para o cátodo (polo ⊖), onde ocorre sua redução;
- ânions (íons negativos) migrando para o ânodo (polo ⊕), onde ocorre sua oxidação.

As eletrólises podem ser feitas utilizando substâncias puras liquefeitas (fundidas) ou substâncias dissolvidas em água (meio aquoso).

A seguir você estudará esses dois tipos de eletrólise.

Eletrólise ígnea

Na eletrólise ígnea, a substância pura está liquefeita (fundida) e não existe água no sistema. Veja como exemplo desse tipo de eletrólise a que ocorre com o cloreto de sódio (NaCℓ), utilizando eletrodos de platina.

Nesse sistema, temos o cloreto de sódio dissociado:

$$NaC\ell \longrightarrow Na^+ + C\ell^-$$

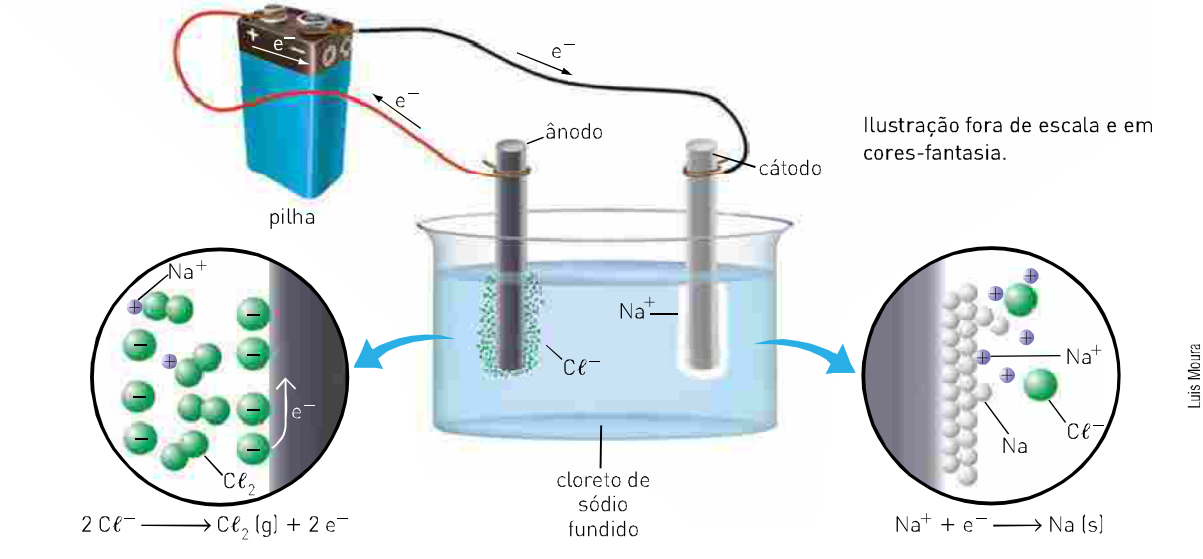


Ilustração fora de escala e em cores-fantasia.

As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:

⊖ cátodo (redução): $Na^+ + e^- \longrightarrow Na$

⊕ ânodo (oxidação): $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

Estabelecendo a igualdade entre o número de elétrons perdidos e recebidos e somando as semirreações, obtemos a reação global da eletrólise:

cátodo: $2\,Na^+ + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow 2\,Na$

ânodo: $2\,C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + \cancel{2\,e^-}$

reação global: $2\,Na^+ + 2\,C\ell^- \longrightarrow 2\,Na + C\ell_2$

Analisando a reação global, podemos concluir que a eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico (Na) e gás cloro ($C\ell_2$).

Eletrólise em meio aquoso

Para abordar esse tipo de eletrólise, vamos realizar o experimento a seguir.

ATIVIDADE EXPERIMENTAL

Eletrólise aquosa do NaCℓ

As eletrólises são feitas com o auxílio de uma fonte externa de corrente elétrica. Para o experimento que faremos a seguir, utilizaremos uma bateria de 9 V, comumente usada em aparelhos de som, brinquedos, telefones etc.

Nesta eletrólise usaremos eletrodos inertes (grafita).

Objetivo: observar na prática os eventos que serão descritos adiante.

Material

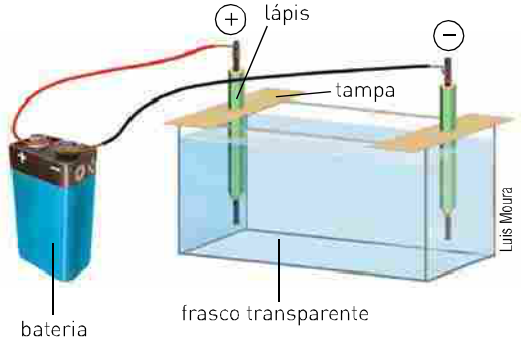
- bateria com 2 fios de cobre conectados a ela
- 2 lápis apontados nas duas extremidades (eletrodos inertes)
- 2 tiras de papelão
- frasco transparente
- água
- sal de cozinha (NaCℓ)
- fenolftaleína

Procedimento

Conecte os fios da bateria aos dois lápis e introduza-os no frasco contendo a solução aquosa de NaCℓ. Os lápis devem estar distanciados, sem tocar as paredes do frasco.

Para manter os lápis na vertical, prepare duas tiras de papelão, fazendo um furo em cada uma delas. Nesses furos encaixe os eletrodos (lápis).

Observe o que acontece nos eletrodos, tomando cuidado para **não aspirar** os gases formados. Após certo tempo, adicione fenolftaleína. Observe a variação de cor e responda às questões:



1. Como o NaCℓ é encontrado nessa solução?
2. Quais íons são atraídos pelo ânodo?
3. Escreva a equação que representa essa semirreação.
4. Quais íons são atraídos pelo cátodo?
5. Escreva a equação que representa essa semirreação.
6. Escreva a equação que representa a reação global da eletrólise aquosa do NaCℓ.
7. Qual a finalidade do uso da fenolftaleína?
8. Em qual dos eletrodos — positivo ou negativo — a fenolftaleína reage visivelmente? Descreva a aparência dessa reação.
9. A solução final terá caráter ácido, básico ou neutro?
10. Qual gás liberado é nocivo à saúde? Cite alguns de seus usos industriais.
11. Qual a substância formada pela reação entre os dois gases liberados na eletrólise?

Na eletrólise em meio aquoso, devemos considerar não só os íons provenientes do soluto, mas também os da água, provenientes de sua ionização.

A ionização da água poderia ser representada simplificadamente por:

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

A dissociação do soluto irá originar cátions e ânions.
Na solução, temos:

- cátions { provenientes da água = H^+ ; provenientes do soluto
- ânions { provenientes da água = OH^- ; provenientes do soluto

Verificou-se experimentalmente que existe uma prioridade de descarga de cátions e ânions.

cátions { metais alcalinos (Li^+, Na^+, K^+, ...) ; metais alcalinoterrosos (Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, ...) ; $A\ell^{3+}$ } | H^+ | demais metais (Mn^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Ag^{2+}, Hg^{2+}, Au^{3+}, ...)

facilidade de descarga crescente

ânions { ânions oxigenados (NO_3^-, SO_4^{2-}, $C\ell O_3^-$, ...) ; fluoreto (F^-) } | OH^- | ânions não oxigenados ($C\ell^-$, Br^-, I^-) ; hidrogenossulfato (HSO_4^-)

Vamos estudar agora algumas eletrólises em meio aquoso.

1. Eletrólise aquosa do cloreto de sódio: NaCℓ (aq)

> *Este é o processo que você acompanhou na **Atividade experimental** da página 368.*

Na solução, temos:

$$NaC\ell\ (aq) \longrightarrow Na^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Vamos inicialmente analisar as descargas dos cátions: Na^+ (aq) e H^+ (aq).
Pela tabela de prioridade de descarga, verificamos que o cátion H^+ (aq) tem prioridade de descarga sobre o Na^+ (aq).

Assim, o cátion H^+ (aq) migra para o cátodo (polo ⊖), onde ocorre sua redução e descarga:

$$\text{polo cátodo } (\ominus) \left\{ 2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow H_2\ (g) \right.$$

Estudando agora os ânions $C\ell^-$ (aq) e OH^- (aq), verificamos que o $C\ell^-$ (aq) tem prioridade de descarga em relação ao OH^- (aq).
Assim, o ânion $C\ell^-$ (aq) migra para o ânodo (polo ⊕), onde ocorre sua oxidação e sua descarga:

$$\text{polo ânodo } (\oplus) \left\{ 2\ C\ell^-\ (aq) \longrightarrow C\ell_2\ (g) + 2\ e^- \right.$$

A partir das quatro equações representadas, podemos obter a equação global do processo:

$$2\ NaC\ell \longrightarrow 2\ Na^+ + \cancel{2\ C\ell^-}$$
$$2\ H_2O \longrightarrow \cancel{2\ H^+} + 2\ OH^-$$
$$\text{cátodo: } \cancel{2\ H^+} + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow H_2$$
$$\text{ânodo: } \cancel{2\ C\ell^-} \longrightarrow C\ell_2 + \cancel{2\ e^-}$$

$$2\ NaC\ell\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow \underbrace{2\ Na^+\ (aq) + 2\ OH^-\ (aq)}_{\text{solução}} + \underbrace{H_2\ (g)}_{\text{cátodo}} + \underbrace{C\ell_2\ (g)}_{\text{ânodo}}$$

A eletrólise do $NaC\ell$ (aq) é um processo que permite obter soda cáustica (NaOH), gás hidrogênio (H_2) e gás cloro ($C\ell_2$).

> *Note que a presença de OH^- na solução final da eletrólise caracteriza soluções* ***básicas.***
> *Em vez de escrever a descarga do H^+ proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:*

⊖ *cátodo (redução)*

$$2\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow \cancel{2\ H^+\ (aq)} + 2\ OH^-\ (aq)$$
$$\cancel{2\ H^+\ (aq)} + 2\ e^- \longrightarrow H_2\ (g)$$
$$2\ H_2O\ (\ell) + 2\ e^- \longrightarrow H_2\ (g) + 2\ OH^-\ (aq)$$

2. Eletrólise aquosa do sulfato de cobre, $CuSO_4$ (aq)

Na solução, temos:

$$CuSO_4\ (aq) \longrightarrow Cu^{2+}\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$
$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Cu^{2+} e H^+	OH^- e SO_4^{2-}
Facilidade de descarga	$Cu^{2+} > H^+$	$OH^- > SO_4^{2-}$
Semirreação	$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu\ (s)$	$2\ OH^-\ (aq) \xrightarrow{\text{oxidação}} H_2O\ (\ell) + \frac{1}{2}\ O_2 + 2\ e^-$
Íons presentes na solução	H^+	SO_4^{2-}

Somando as quatro equações, temos:

$$CuSO_4 \longrightarrow \cancel{Cu^{2+}} + SO_4^{2-}$$
$$\cancel{2}\ H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + \cancel{2\ OH^-}$$
$$\text{cátodo: } \cancel{Cu^{2+}} + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow Cu$$
$$\text{ânodo: } \cancel{2\ OH^-} \longrightarrow \cancel{H_2O} + \frac{1}{2}\ O_2 + \cancel{2\ e^-}$$

$$\text{reação global: } CuSO_4\ (aq) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow \underbrace{2\ H^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)}_{\text{solução}} + \underbrace{Cu\ (s)}_{\text{cátodo}} + \underbrace{\frac{1}{2}\ O_2\ (g)}_{\text{ânodo}}$$

> *Note que, pela eletrólise do $CuSO_4$, obtivemos cobre metálico (Cu) e gás oxigênio (O_2) e que a solução final apresenta caráter ácido devido aos íons H^+ (aq).*
> *Em vez de escrever a descarga do OH^- proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:*

⊕ *ânodo (oxidação)*

$$\cancel{2}\ H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + \cancel{2\ OH^-}$$
$$\cancel{2\ OH^-} \longrightarrow \cancel{H_2O} + \frac{1}{2}\ O_2 + 2\ e^-$$
$$H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + \frac{1}{2}\ O_2 + 2\ e^-$$

3. Eletrólise aquosa do brometo de níquel, $NiBr_2$ (aq)

Na solução, temos:

$NiBr_2\,(aq) \longrightarrow Ni^{2+}\,(aq) + 2\,Br^-\,(aq)$

$H_2O\,(\ell) \longrightarrow H^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Ni^{2+} e H^+	Br^- e OH^-
Facilidade de descarga	$Ni^{2+} > H^+$	$Br^- > OH^-$
Semirreação	$Ni^{2+} + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Ni$	$2\,Br^- \xrightarrow{\text{oxidação}} Br_2 + 2\,e^-$
Permanece na solução	H^+	OH^-

Somando as quatro equações, temos:

$NiBr_2 \longrightarrow \cancel{Ni^{2+}} + \cancel{2\,Br^-}$

$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$

cátodo: $\cancel{Ni^{2+}} + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow Ni$

ânodo: $\cancel{2\,Br^-} \longrightarrow Br_2 + \cancel{2\,e^-}$

reação global: $NiBr_2 + H_2O \longrightarrow \underbrace{H^+ + OH^-}_{H_2O} + \underbrace{Ni}_{\text{cátodo}} + \underbrace{Br_2}_{\text{ânodo}}$

Simplificadamente: $NiBr_2 \longrightarrow Ni + Br_2$.

> *Note que só o soluto brometo de níquel ($NiBr_2$) foi consumido durante a eletrólise, o que irá acarretar uma diminuição na concentração da solução à medida que ocorre a reação.*

4. Eletrólise aquosa do hidróxido de potássio, KOH (aq)

Na solução, temos:

$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$

$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$

	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	H^+ e K^+	OH^- da água e OH^- da base
Facilidade de descarga	$H^+ > K^+$	OH^-
Semirreação	$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} H_2\,(g)$	$2\,OH^-\,(aq) \xrightarrow{\text{oxidação}} H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) + 2\,e^-$
Permanece na solução	K^+	OH^- da água

Somando as quatro equações, temos:

$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$

$\cancel{2}\,H_2O \longrightarrow \cancel{2\,H^+} + \cancel{2\,OH^-}$

cátodo: $\cancel{2\,H^+} + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow H_2$

ânodo: $\cancel{2\,OH^-} \longrightarrow \cancel{H_2O} + \frac{1}{2}\,O_2 + \cancel{2\,e^-}$

reação global: $KOH + H_2O \longrightarrow \underbrace{K^+ + OH^-}_{KOH} + \underbrace{H_2}_{\text{cátodo}} + \underbrace{\frac{1}{2}\,O_2}_{\text{ânodo}}$

ou, simplificadamente: $H_2O \longrightarrow H_2 + \frac{1}{2}\,O_2$.

> *Note que o KOH não participa da eletrólise, que está realmente ocorrendo com a água, produzindo gás hidrogênio (H_2) e gás oxigênio (O_2). Logo, ao final da reação, a solução de hidróxido de potássio (KOH) estará mais concentrada do que no início.*

Exercícios resolvidos

1. (Fuvest-SP) Michael Faraday (1791-1867), eletroquímico cujo 2º centenário de nascimento foi comemorado em 1991, comentou que "uma solução de iodeto de potássio e amido é o mais admirável teste de ação eletroquímica" pelo aparecimento de uma coloração azul, quando da passagem de corrente contínua.

a) Escreva a equação que representa a ação da corrente elétrica sobre o iodeto.

b) Em que polo surge a coloração azul? Justifique sua resposta.

Solução

a) Considerando uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI), temos:

$KI \rightarrow K^+ + I^-$ $\quad$ $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

No ânodo, temos:

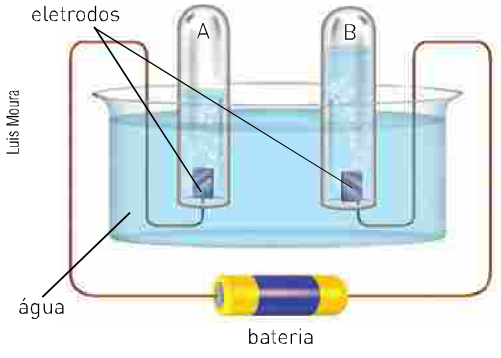
I^-, OH^- } facilidade de descarga: $I^- > OH^-$

Logo, a reação que ocorre no ânodo é:

polo ⊕ ânodo (oxidação) } $2\,I^- \longrightarrow I_2 + 2\,e^-$

b) A coloração azul no polo positivo é devida ao I_2 em presença do amido.

2. (Unicamp-SP) Observe o esquema abaixo, representativo da eletrólise da água.



As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:

$2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow 2\,OH^-\,(aq) + H_2\,(g)$

$2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 4\,H^+\,(aq) + O_2\,(g) + 4\,e^-$

A partir dessas informações:

a) Identifique os gases A e B.

b) Indique se, após um certo tempo de eletrólise, o meio estará ácido, básico ou neutro. Por quê?

Solução

a) Uma maneira de resolver seria pela análise das semirreações, após estarem devidamente balanceadas, e da reação global, lembrando que:

nº de e^- cedidos = nº de e^- recebidos

redução: $4\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-\,(aq) + 2\,H_2\,(g)$

oxidação: $2\,H_2O\,(\ell) \longrightarrow 4\,H^+ + O_2 + 4\,e^-$

reação global: $6\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 4\,H^+\,(aq) + 4\,OH^-\,(aq) + 2\,H_2\,(g) + O_2\,(g)$

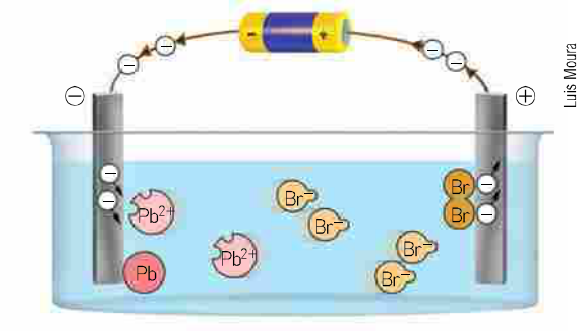
Note que são produzidos $2\,H_2\,(g)$ para $1\,O_2\,(g)$; logo, o volume de H_2 (A) produzido será maior que o de O_2 (B).

b) Observando a equação da reação global, notamos que a quantidade (concentração) de H^+ é igual à de OH^-. Assim, **pela equação**, temos: $4\,H^+$ e $4\,OH^-$, ou seja, a solução final é **neutra**.

Exercícios fundamentais

O esquema mostra uma representação da eletrólise ígnea do brometo de chumbo II ($PbBr_2$):

$$PbBr_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\ Br^-$$



Com base na ilustração, responda às questões de **1** a **7**.

1. Os cátions Pb^{2+} migram para o polo ⊖. Qual é o nome desse eletrodo?

2. No polo ⊖ ocorre uma oxidação ou uma redução?

3. Equacione a descarga do Pb^{2+}.

4. Os ânions Br^- migram para o polo ⊕. Qual é o nome desse eletrodo?

5. No polo ⊕ ocorre oxidação ou redução?

6. Equacione a descarga do Br^-.

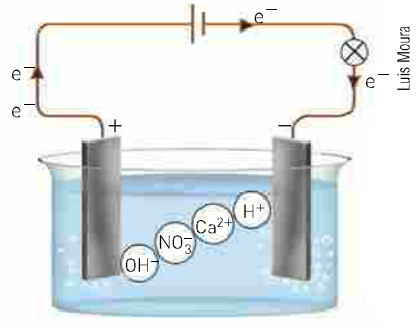
7. Equacione a reação global dessa eletrólise.

A ilustração abaixo mostra uma eletrólise em meio aquoso do nitrato de cálcio:

$Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ NO_3^-$

$H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

Prioridade de descarga: $H^+ > Ca^{2+}$ e $OH^- > NO_3^-$.



Com base nessas informações e na ilustração, responda às questões de **8** a **14**.

8. Quais espécies migram para o cátodo?

9. Qual espécie se reduz no cátodo?

10. Equacione a descarga que ocorre no cátodo.

11. Quais espécies migram para o ânodo?

12. Qual espécie se oxida no ânodo?

13. Equacione a descarga que ocorre no ânodo.

14. A solução ao final da eletrólise ficará mais diluída ou mais concentrada?

Testando seu conhecimento

1. (UFRGS-RS) No cátodo de uma célula de eletrólise sempre ocorre:

a) Deposição de metais.
b) Uma semirreação de redução.
c) Produção de corrente elétrica.
d) Desprendimento de gás hidrogênio.
e) Corrosão química.

2. (FCC-BA) Na eletrólise ígnea do $CaC\ell_2$, obtiveram-se cloro no ânodo e cálcio no cátodo. Para representar apenas o processo de oxidação que ocorreu nessa eletrólise, escreve-se:

a) $Ca^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ca$
b) $Ca^{2+} \rightarrow Ca + 2\,e^-$
c) $C\ell^- + e^- \rightarrow \frac{1}{2}\,C\ell$
d) $C\ell^- \rightarrow \frac{1}{2}\,C\ell + e^-$
e) $C\ell_2^- + e^- \rightarrow C\ell_2$

3. (Fatec-SP) Obtém-se magnésio metálico por eletrólise do $MgC\ell_2$ fundido. Nesse processo, a semirreação que ocorre no cátodo é:

a) $Mg^{+2} + Mg^- \rightarrow Mg$
b) $Mg^{+2} - 2\,e^- \rightarrow Mg$
c) $2\,C\ell^- - 2\,e^- \rightarrow C\ell_2$
d) $Mg^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Mg$
e) $2\,C\ell^- + 2\,e^- \rightarrow C\ell_2$

4. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise ígnea das substâncias seguintes:

a) KI; **b)** $NiC\ell_2$.

5. (Unicamp-SP) O uso mais popular do cloreto de sódio é na cozinha, onde é utilizado para acrescentar sabor a uma infinidade de alimentos e também como conservante e material de limpeza. É na indústria química, no entanto, que ele é mais consumido. São inúmeros os processos que fazem uso de produtos do processamento desse sal.

O uso industrial do cloreto de sódio se dá principalmente no processo de obtenção de alguns importantes produtos de sua eletrólise em meio aquoso. Simplificadamente, esse processo é feito pela passagem de uma corrente elétrica em uma solução aquosa desse sal. Pode-se afirmar que, a partir desse processo, seriam obtidos:

a) gás hidrogênio, gás oxigênio e ácido clorídrico.
b) gás hidrogênio, gás cloro e ácido clorídrico.
c) gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.
d) gás hidrogênio, gás oxigênio e hidróxido de sódio em solução.

6. (UFPE) A eletrólise de cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon:

a) sódio recebe dois elétrons.
b) cloreto recebe dois elétrons.
c) sódio recebe um elétron.
d) cloreto perde dois elétrons.
e) sódio perde um elétron.

7. (Unicap-PE) A produção industrial de sódio metálico e gás cloro faz uso do processo de Downs, no qual cloreto de sódio fundido é eletrolizado. Julgue verdadeira ou falsa cada uma das alternativas seguintes:

a) O elemento produzido pela oxidação é o sódio.
b) A substância produzida no ânodo é o cloro.
c) A substância produzida no cátodo é o hidrogênio.
d) A substância produzida pela redução é o cloro.
e) A equação referente à eletrólise é: $Na^+ + C\ell^- \rightarrow Na + \frac{1}{2}\,C\ell_2$

8. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise aquosa das substâncias a seguir, indicando os produtos formados nos eletrodos e na solução:

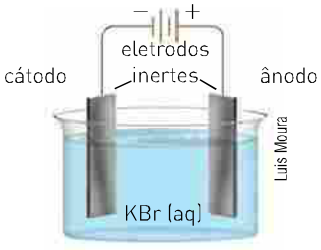
a) $CuBr_2$; **b)** $AgNO_3$; **c)** $CaC\ell_2$; **d)** Na_2SO_4.

9. (UFPB/PSS) O estanho, utilizado como revestimento interno em embalagens de produtos alimentícios e na fabricação de ligas metálicas, como a solda e o bronze, pode ser obtido a partir da eletrólise do cloreto de estanho (II) dissolvido em água, conforme a equação: $Sn^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq) \rightarrow Sn\,(s) + C\ell_2\,(g)$

A partir dessa equação, é correto afirmar que:

a) a redução do $C\ell^-$ (aq) a $C\ell_2$ (g) ocorre no ânodo.
b) a oxidação do Sn^{2+} (aq) a Sn (s) ocorre no cátodo.
c) o $C\ell^-$ (aq) é o agente redutor, e o Sn^{2+} (aq) é o agente oxidante.
d) $Sn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Sn\,(s)$ corresponde à semirreação de oxidação.
e) $2\,C\ell^-\,(aq) \rightarrow C\ell_2\,(g) + 2\,e^-$ corresponde à semirreação de redução.

(PUC-MG) A eletrólise é a decomposição de uma substância por meio de corrente elétrica. Considere a cuba eletrolítica ao lado para responder às questões **10** e **11**.



10. É correto afirmar que no cátodo é produzido:
a) K **b)** H_2 **c)** O_2 **d)** Br_2

11. Considere as afirmações apresentadas a seguir:
I. Os íons Br^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons K^+ se deslocam em direção ao cátodo.
II. Os íons OH^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons H^+, em direção ao cátodo.
III. Os íons OH^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons Br^-, em direção ao cátodo.

A(s) afirmação(ões) está(ão) correta(s) em:
a) I apenas. **b)** II apenas. **c)** III apenas. **d)** I e II.

Texto para as questões **12** e **13**.

(UEPB) Investigadores da Stanford University (Estados Unidos) estão desenvolvendo um processo para obtenção de energia que é praticamente o inverso do que acontece na dessalinização de água: O protótipo de dispositivo é formado por um elétrodo que atrai íons positivos como Na^+, e por outro que atrai íons negativos como $C\ell^-$. Quando os dois elétrodos são imersos em água salgada captam os respectivos íons presentes no sal, e o movimento destes íons cria corrente elétrica. Os elétrodos são em seguida recarregados através da drenagem da água salgada e da sua substituição por água doce, que é acompanhada de uma corrente elétrica de tensão relativamente baixa, o que permite libertar os íons dos elétrodos. Quando esta leva de água doce é por sua vez drenada, os já referidos elétrodos estão prontos para atrair mais íons da água salgada. Para alcançar elevadas eficiências de conversão, um elétrodo de prata foi utilizado para estabelecer uma boa ligação com os íons cloreto.

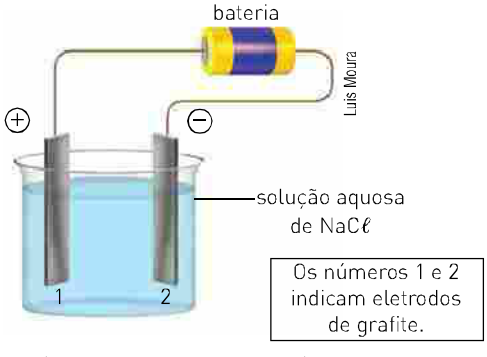
Fonte: http://www.technologyreview.com/news/423903/salty-solution-for-energy-generation/#/. Acesso: 3 abr. 2014.

12. Julgue as afirmativas a seguir, relativas à possibilidade de uso da tecnologia apresentada no texto, para a realidade paraibana. Considere que o sistema funciona perfeitamente.
I. Esse sistema é ideal para ser implantado em João Pessoa, onde há o encontro de rios com o mar.
II. O sistema seria perfeito para gerar água doce no sertão paraibano e, assim, solucionar o problema da seca.
III. Seria muito útil para geração de energia em Campina Grande.

Está(ão) *errada(s)*:
a) II e III **b)** I e II **c)** I e III **d)** Todas **e)** Nenhuma

13. (UEPB) Com relação aos elétrodos do sistema é *correto* afirmar:
a) O elétrodo de prata só atrai pares $NaC\ell$ para garantir a neutralidade do sistema.
b) O elétrodo de prata é o polo negativo.
c) A prata foi utilizada como elétrodo por ser um material barato e pouco poluente.
d) O elétrodo de prata também atrai os Na^+.
e) O elétrodo de prata é o polo positivo.

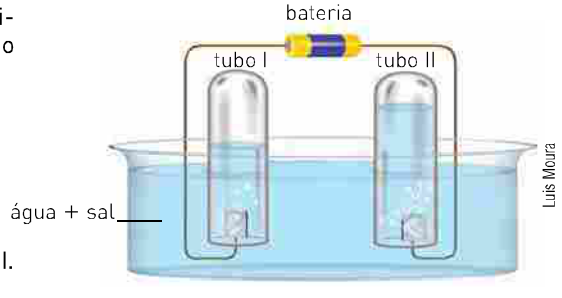
14. (UFRGS-RS) Um estudante apresentou um experimento sobre eletrólise na feira de ciências de sua escola. O esquema do experimento foi representado pelo estudante em um cartaz como o reproduzido ao lado.



Em outro cartaz, o aluno listou três observações que realizou e que estão transcritas abaixo.
I. Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
II. Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2, quando se adicionaram gotas de solução de fenolftaleína.
III. Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.

Quais observações são corretas?
a) Apenas I. **b)** Apenas II. **c)** Apenas III. **d)** Apenas I e II. **e)** I, II e III.

15. (UFU-MG) Observe o esquema ao lado, representativo da eletrólise da água, que é um processo eletroquímico com larga aplicação industrial. As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



$$2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow 2\,OH^-\,(aq) + H_2\,(g)$$

$$2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 4\,H^+\,(aq) + O_2\,(g) + 4\,e^-$$

Pede-se:
a) quais são os gases formados nos tubos I e II?
b) identifique qual o polo da bateria que está conectado no tubo II. Justifique sua resposta.
c) explique por que o tubo II tem maior massa que o tubo I.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFPE) O magnésio é utilizado atualmente nas indústrias espacial, aeronáutica e de aparelhos ópticos, pois forma ligas leves e resistentes, comparado com outros metais, como alumínio e ferro. O magnésio metálico é produzido a partir da eletrólise do cloreto de magnésio fundido (o processo Dow), obtido da água do mar. Sobre este processo de produção de magnésio metálico pode-se afirmar que:

I	II	
0	0	É um processo espontâneo.
1	1	Uma das semirreações pode ser representada por: Mg^{2+} (fundido) + 2 e^- → Mg (ℓ).
2	2	Uma das semirreações pode ser representada por: $C\ell^-$ (fundido) + e^- → $C\ell_2$ (fundido).
3	3	A reação global é representada por: $MgC\ell_2$ (fundido) → Mg (ℓ) + 2 Cℓ (fundido).
4	4	São consumidos 4 mol de elétrons para a formação de 2 mol de Mg (ℓ).

2. (Udesc) O alumínio é produzido por meio da eletrólise do óxido de alumínio, obtido pelo processamento da bauxita. A equação que representa a eletrólise é:

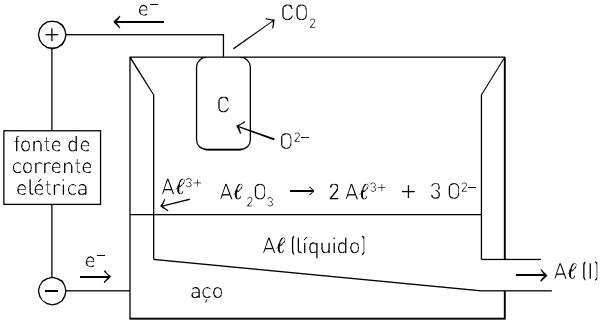
$$2\ A\ell_2O_3\ (s) \rightarrow 4\ A\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

Sobre esta reação, é *correto* afirmar que o:

a) O_2 é formado no cátodo.
b) alumínio é oxidado.
c) estado de oxidação do alumínio no $A\ell_2O_3$ é +2.
d) alumínio é reduzido.
e) estado de oxidação do oxigênio no $A\ell_2O_3$ é −3.

3. (FGV-SP) O Brasil é o sexto principal país produtor de alumínio. Sua produção é feita a partir da bauxita, mineral que apresenta o óxido $A\ell_2O_3$. Após o processamento químico da bauxita, o óxido é transferido para uma cuba eletrolítica na qual o alumínio é obtido por processo de eletrólise ígnea. Os eletrodos da cuba eletrolítica são as suas paredes de aço, polo negativo, e barras de carbono, polo positivo.

O processo ocorre em alta temperatura, de forma que o óxido se funde e seus íons se dissociam. O alumínio metálico é formado e escoado na forma líquida.



As semirreações que ocorrem na cuba eletrolítica são:

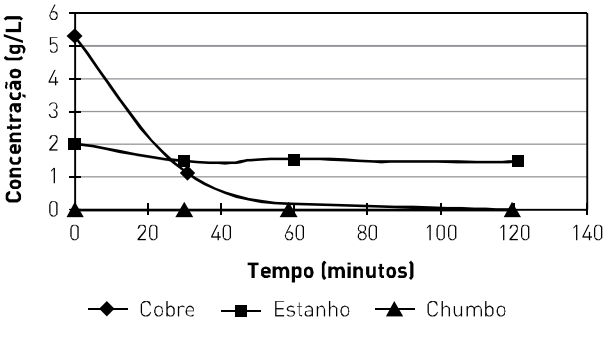
Polo +
$C + 2\ O^{2-} \rightarrow CO_2 + 4e^-$

Polo −
$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$

A quantidade em mols de CO_2 que se forma para cada um mol de Aℓ e o polo negativo da cuba eletrolítica são respectivamente:

a) $\frac{4}{3}$ e ânodo, onde ocorre a redução.
b) $\frac{3}{4}$ e ânodo, onde ocorre a oxidação.
c) $\frac{4}{3}$ e cátodo, onde ocorre a redução.
d) $\frac{3}{4}$ e cátodo, onde ocorre a redução.
e) $\frac{3}{4}$ e cátodo, onde ocorre a oxidação.

4. (UPE) Realizou-se um experimento para recuperar metais a partir de placas de circuito impresso de sucatas de microcomputadores e aparelhos de TV, utilizando-se do método denominado eletro-obtenção. A mistura metálica foi previamente separada dos demais componentes e dissolvida em H_2SO_4 concentrado e, depois, diluída em água. Montou-se uma célula para os ensaios de eletro-obtenção, usando-se uma placa de cobre como cátodo e uma placa de platina como ânodo. O gráfico ao lado se refere à variação da concentração dos metais na solução, ao longo do período de passagem da corrente pela solução.



VEIT, H. M. et al. *Revista Escola de Minas*, vol. 61,nº 2, 159-164, 2008. (Adaptado)

As informações contidas no gráfico indicam que, nessa eletro-obtenção:

a) o chumbo foi depositado na placa de platina.

b) a deposição do estanho no ânodo foi mais acentuada.

c) a pilha apresentou um melhor rendimento para a deposição do estanho.

d) os íons cobre que estavam em solução se depositaram no cátodo.

e) o método se mostrou pouco eficiente para a reciclagem do cobre a partir da sucata.

5. (UEPG-PR) Dentro de um béquer, dois eletrodos inertes de platina estão imersos em uma solução de cloreto de cobre em água. Esses eletrodos são então ligados a uma bateria externa, o que provoca a eletrólise da solução.

Acerca do sistema assim montado, indique o que for correto.

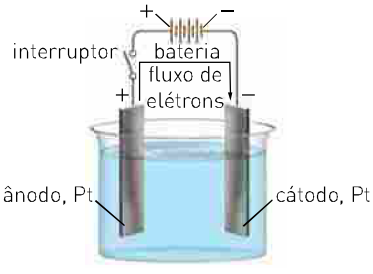
01. Ocorre a liberação de cloro gasoso no ânodo.

02. Ocorre a formação de óxido de cobre (II) em um dos eletrodos e de ácido clorídrico gasoso no outro.

04. Não ocorre reação de oxidação-redução.

08. Ocorre a deposição de cobre no cátodo.

6. (Ufscar-SP) A figura apresenta a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel (II), $NiC\ell_2$.



Luis Moura

São dadas as semirreações de redução e seus respectivos potenciais:

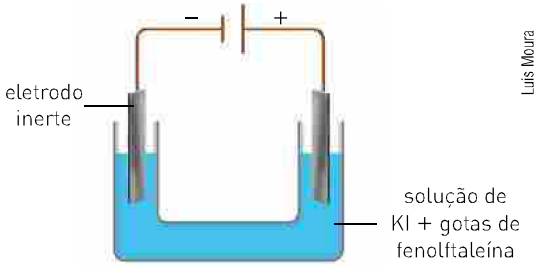
$C\ell_2\,(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,C\ell^-\,(aq) \qquad E^0 = +1{,}36\ V$

$Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Ni\,(s) \qquad E^0 = -0{,}24\ V$

a) Indique as substâncias formadas no ânodo e no cátodo. Justifique.

b) Qual deve ser o mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise? Justifique.

7. (Unifesp) A uma solução aquosa contendo KI suficiente para tornar o meio condutor, foram adicionadas algumas gotas do indicador fenolftaleína. A solução resultante foi eletrolisada com eletrodos inertes, no dispositivo esquematizado ao lado.



Luis Moura

São fornecidos os potenciais padrão de redução das espécies químicas presentes na solução, que podem sofrer oxidorredução no processo.

$K^+\,(aq) + e^- \rightarrow K\,(s) \qquad E^0 = -2{,}93\ V$

$2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g) + 2\,OH^-\,(aq) \qquad E^0 = -0{,}83\ V$

$I_2\,(s) + 2\,e^- \rightarrow 2\,I^-\,(aq) \qquad E^0 = +0{,}54\ V$

$O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell) \qquad E^0 = +1{,}23\ V$

Com base nesses dados, pode-se prever que, durante a eletrólise da solução, haverá desprendimento de gás:

a) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do eletrodo negativo.

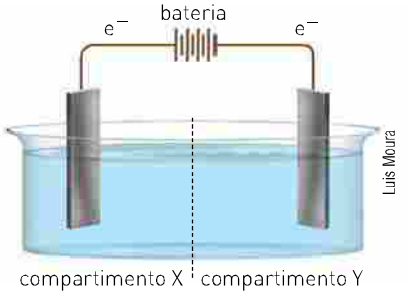
b) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do eletrodo positivo.

c) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha também ao redor dos dois eletrodos.

d) somente do eletrodo positivo, e deposição de potássio metálico ao redor do eletrodo negativo.

e) somente do eletrodo negativo, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do mesmo eletrodo.

8. (Unifesp) A figura representa uma célula de eletrólise de soluções aquosas com eletrodo inerte. Também são fornecidos os potenciais padrão de redução (E^0) de algumas espécies.



Luis Moura

$Na^+\,(aq) + e^- \rightarrow Na\,(s) \qquad E^0 = -2{,}71\ V$

$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g) \qquad E^0 = 0{,}00\ V$

$H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,OH^-\,(aq) \qquad E^0 = +0{,}40\ V$

$C\ell_2\,(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,C\ell\,(aq) \qquad E^0 = +1{,}36\ V$

Para essa célula, foram feitas as seguintes afirmações:

I. O polo positivo é o eletrodo do compartimento *Y*.
II. O ânodo é o eletrodo do compartimento *X*.
III. A ddp para a eletrólise de uma solução aquosa de NaCℓ (aq) é positiva.
IV. Na eletrólise de solução aquosa de NaCℓ (aq) há formação de gás hidrogênio no eletrodo do compartimento *Y*.
V. Na eletrólise da solução aquosa de NaCℓ (aq) há formação de gás cloro no compartimento *X*.

São corretas somente as afirmações:

a) I, II, III e IV. **b)** I, III e V. **c)** I, IV e V. **d)** II, III e IV. **e)** II, IV e V.

9. (UFC-CE) Observe o sistema eletroquímico indicado na figura 1, em que ocorre a reação espontânea:

$$Fe^{+2}\,(aq) + Ag^{+}\,(aq) \rightarrow Ag\,(s) + Fe^{+3}\,(aq) \quad E^0 = +0{,}028\ V$$

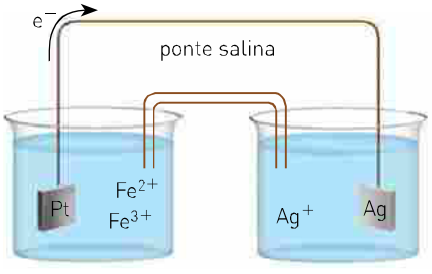


figura 1

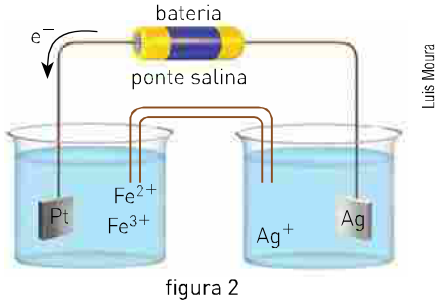
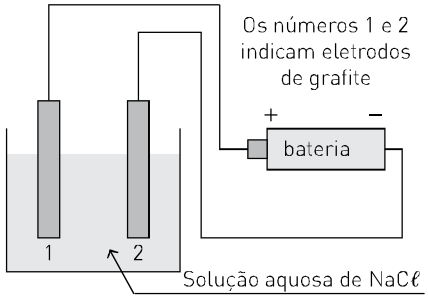


figura 2

Luis Moura

a) Explique o que acontece após instalar uma fonte externa de potencial elétrico maior que 0,028 V (figura 2).
b) Na reação espontânea, quem é o agente oxidante e por quê?

10. (Ibmec-RJ) Um experimento de eletrólise foi apresentado por um estudante na feira de ciências da escola. O esquema foi apresentado como a figura ao lado.



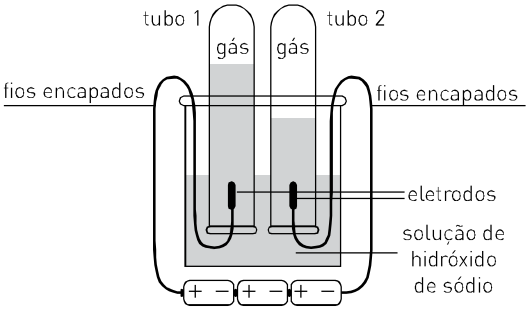
O estudante listou três observações que realizou em sua experiência:

I. Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
II. Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2 quando se adicionaram gotas de fenolftaleína.
III. Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.

Assinale a alternativa que indica as observações corretas quanto à experiência:

a) I e III **b)** II **c)** I e II **d)** I, II e III **e)** III

11. (UFG) No esquema ao lado, está apresentada a decomposição eletrolítica da água. Nos tubos 1 e 2 formam-se gases incolores em volumes diferentes.



Editoria de Arte/Setup

Tendo em vista os dados:

a) identifique os gases formados nos tubos 1 e 2 e calcule os respectivos volumes nas CNTP, considerando a eletrólise de 36 gramas de água;
b) escreva a reação de combustão do gás combustível formado em um dos tubos.

12. (Uerj) A eletrólise da ureia, substância encontrada na urina, está sendo proposta como forma de obtenção de hidrogênio, gás que pode ser utilizado como combustível. Observe as semirreações da célula eletrolítica empregada nesse processo, realizado com 100% de rendimento:

- reação anódica: $CO(NH_2)_2 + 6\ OH^- \rightarrow N_2 + 5\ H_2O + CO_2 + 6\ e^-$
- reação catódica: $6\ H_2O + 6\ e^- \rightarrow 3\ H_2 + 6\ OH^-$

Considere as seguintes informações:

1. A ureia tem fórmula química $CO(NH_2)_2$ e sua concentração na urina é de $20\ g \cdot L^{-1}$.
2. Um ônibus movido a hidrogênio percorre 1 km com 100 g desse combustível.

Apresente a reação global da eletrólise da ureia. Em seguida, calcule a distância, em quilômetros, percorrida por um ônibus utilizando o combustível gerado na eletrólise de dez mil litros de urina.

Aspectos quantitativos da eletrólise

CAPÍTULO 21

J. Cook/Glow Images

Michael Faraday é conhecido por suas descobertas em eletricidade, em magnetismo e em eletroquímica. Após ter de abandonar a escola com apenas 14 anos de idade, foi trabalhar como ajudante de um encadernador de livros. Seu interesse pela ciência ocorreu pela leitura dos livros que encadernava. Foi considerado um dos melhores experimentalistas de todos os tempos. Retrato feito por J. Cook, em cerca de 1845.

Tanto em uma célula galvânica como em uma célula eletrolítica, os elétrons são liberados no ânodo, através de um circuito externo, e atingem o cátodo. O número de elétrons que sai do ânodo é igual ao número de elétrons que chega ao cátodo, ou seja, o número de elétrons perdidos por uma espécie será igual ao número de elétrons recebidos por outra.

A relação entre o número de elétrons transferidos e a quantidade de matéria da espécie oxidada ou reduzida foi estabelecida experimentalmente em 1834 por Michael Faraday (1791-1867).

Para entendermos essa relação, veja dois exemplos:

1. Na eletrólise em meio aquoso de $AgNO_3$ ocorre a deposição do metal prata (Ag), segundo a semirreação:

$$1\ Ag^+\ (aq) + 1\ e^- \longrightarrow 1\ Ag\ (s)$$
$$1\ mol \quad\quad 1\ mol \quad\quad 1\ mol$$

1 mol de e^- provoca a deposição de 1 mol de Ag (s).

2. Na eletrólise em meio aquoso de $Cu(NO_3)_2$ ocorre a deposição do metal cobre (Cu), segundo a semirreação:

$$1\ Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow 1\ Cu\ (s)$$
$$1\ mol \quad\quad 2\ mol \quad\quad 1\ mol$$

2 mol de e^- provocam a deposição de 1 mol de Cu (s).

Pelos exemplos podemos notar que a quantidade de uma substância produzida é proporcional ao número de mol de elétrons que circula no circuito.

Em 1909, Robert Andreus Millikan (1868-1953) determinou que a carga elétrica de um elétron é igual a $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C e, como sabemos que 1 mol de elétrons corresponde a $6{,}02 \cdot 10^{23}$ e^-, a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons é dada pelo produto entre esses dois valores, ou seja:

$$1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 9{,}65 \cdot 10^4\ C$$

Assim, $9{,}65 \cdot 10^4$ C ou 96 500 C é a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons, e essa quantidade é denominada **constante de Faraday** (1 ℱ):

$$1\ mol\ de\ elétrons\ (6{,}02 \cdot 10^{23}\ e^-) \xrightarrow{transporta} 9{,}65 \cdot 10^4\ C = 1\ faraday = 1\ \mathcal{F}$$

A quantidade de carga (Q), expressa em coulomb (C), que circula em um circuito elétrico, está relacionada com a intensidade da corrente elétrica (*i*), expressa em ampère (A), e ao tempo, expresso em segundos (*s*).

A expressão matemática que mostra essa relação é:

$$\begin{array}{ccccc} Q & = & i & \cdot & t \\ carga & = & corrente & \cdot & tempo \\ C & = & (A) & \cdot & (s) \end{array}$$

Veja alguns exemplos relacionados com os aspectos quantitativos da eletrólise.

1º exemplo

Uma peça de bijuteria recebeu um "banho de prata" (prateação) por um processo eletrolítico. Sabendo que nessa deposição o Ag^+ se reduz a Ag e que a quantidade de carga envolvida no processo foi de 0,01 faraday, qual é a massa de prata depositada? (Massa molar: Ag = 108 g · mol^{-1}.)

$$Ag^+ + 1\ e^- \longrightarrow Ag$$

Ao receber 1 mol de e^-, 1 mol de Ag^+ produz 1 mol de Ag.

$$\underset{1\ mol}{Ag^+} + \underset{1\ mol}{1\ e^-} \longrightarrow \underset{1\ mol}{Ag}$$

$$1\ mol\ e^- \xrightarrow{\text{transporta}} 96\,500\ C = 1\ \mathfrak{F}$$

$$\begin{aligned} 1\ mol\ e^- &\_\_\_\_\_ 1\ mol\ Ag \\ 1\ faraday &\_\_\_\_\_ 108\ g \\ 0{,}01\ faraday &\_\_\_\_\_ x \end{aligned}$$

$$x = \frac{0{,}01\ \cancel{faraday} \cdot 108\ g}{1\ \cancel{faraday}}$$

$$x = 1{,}08\ g\ de\ Ag$$

Thinkstock/Getty Images

A prateação é feita, em geral, entre 60 °C e 80 °C, utilizando sais de prata, como o cianeto (AgCN). Com um custo mais baixo, é possível dar aparência de prata a diversos objetos.

2º exemplo

Se considerarmos que uma quantidade de carga igual a 9650 C é responsável pela deposição de cobre quando é feita uma eletrólise de $CuSO_4$ (aq), qual será a massa de cobre depositada?
(Massa molar: Cu = 64 g · mol^{-1}.)

$$\begin{aligned} CuSO_4 &\longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-} \\ Cu^{2+} + 2\ e^- &\longrightarrow Cu \\ 2\ mol\ de\ e^- &\quad\quad 1\ mol \\ 2 \cdot (96\,500\ C) &\_\_\_\_\_ 64\ g \\ 9650\ C &\_\_\_\_\_ x \end{aligned}$$

$$x = \frac{9650\ \cancel{C} \cdot 64\ g}{2 \cdot 96\,500\ \cancel{C}} \Rightarrow x = 3{,}2\ g\ de\ Cu$$

3º exemplo

Em uma pilha de *flash* antiga, o eletrólito está contido em uma lata de zinco, que funciona como um dos eletrodos. Que massa de Zn é oxidada a Zn^{2+} durante a descarga desse tipo de pilha, por um período de 30 minutos, envolvendo uma corrente de $5{,}36 \cdot 10^{-1}$ A? (Massa molar: Zn = 65 g · mol^{-1}.)

Inicialmente, como foram fornecidos o tempo e a corrente, devemos calcular a carga que circulou.

$$\begin{array}{ccccc} Q & = & i & \cdot & t \\ \downarrow & & \downarrow & & \searrow \\ \text{carga} & & \text{corrente} & & \text{tempo} \\ C & & A & & s \end{array}$$

$$\begin{cases} t = 30\ min = 30\ \cancel{min} \cdot \dfrac{60\ s}{\cancel{min}} = 1800\ s \\ i = 5{,}36 \cdot 10^{-1}\ A \end{cases}$$

$$Q = 5{,}36 \cdot 10^{-1}\ A \cdot 1800\ s$$

$$Q = 965\ \underbrace{A \cdot s}$$

$$Q = 965\ \ C$$

Vamos relacionar a quantidade de carga com os mol de elétrons da equação.

$$\begin{array}{rcl} Zn & \longrightarrow & Zn^{2+} + 2\ e^- \\ 1\ mol & & 2\ mol\ e^- \\ 65\ g & & 2\ (96\,500\ C) \\ x & & 965\ C \end{array}$$

$$x = \frac{965\ C \cdot 65\ g}{2 \cdot 96\,500\ C} \Rightarrow x = 3{,}25 \cdot 10^{-1}\ g\ de\ Zn$$

Exercícios resolvidos

1. (UFMG) Considere a eletrólise de 200 mL de solução 0,10 mol/L de sulfato de cobre II, numa cuba com eletrodos de platina, por uma corrente de 0,20 A. (1 faraday = 96 500 C/mol de e^-)

a) Escreva a equação da semirreação catódica.

b) Escreva a equação da semirreação anódica.

c) Calcule o tempo necessário para reduzir à metade a concentração dos íons Cu^{2+}.

Solução

Devemos inicialmente escrever a dissociação do $CuSO_4$ e a ionização da água:

$$CuSO_4 \longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$$

	Cátodo	**Ânodo**
Migração de íons	Cu^{2+} e H^+	SO_4^{2-} e OH^-
Facilidade de descarga	$Cu^{2+} > H^+$	$OH^- > SO_4^{2-}$
Semirreação	redução: $Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$	oxidação: $2\ OH^- \longrightarrow H_2O + \frac{1}{2}\ O_2 + 2\ e^-$
Permanece na solução	H^+	SO_4^{2-}

a) $Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$

b) $2\ OH^- \longrightarrow H_2O + O_2 + 2\ e^-$

c) A solução inicial apresentava um volume de 200 mL (0,2 L) e concentração 0,10 mol/L de $CuSO_4$ por litro:

0,10 mol de $CuSO_4$ = 0,10 mol de Cu^{2+} _____ 1L

x _____ 0,2 L

$$x = \frac{0{,}2\cancel{L} \cdot 0{,}10\ mol\ de\ Cu^{2+}}{1\cancel{L}}$$

x = 0,02 mol de Cu^{2+} (na solução inicial)

Para que a concentração de íons Cu^{2+} se reduza à metade, deveremos ter o consumo de 0,01 mol de Cu^{2+}:

$$\begin{array}{rcl} Cu^{2+} & + & 2\ e^- \longrightarrow Cu \\ 1\ mol & & 2\ mol \\ | & & | \\ 1\ mol & & 2 \cdot (96\,500\ C) \\ 0{,}001\ mol & & x \end{array}$$

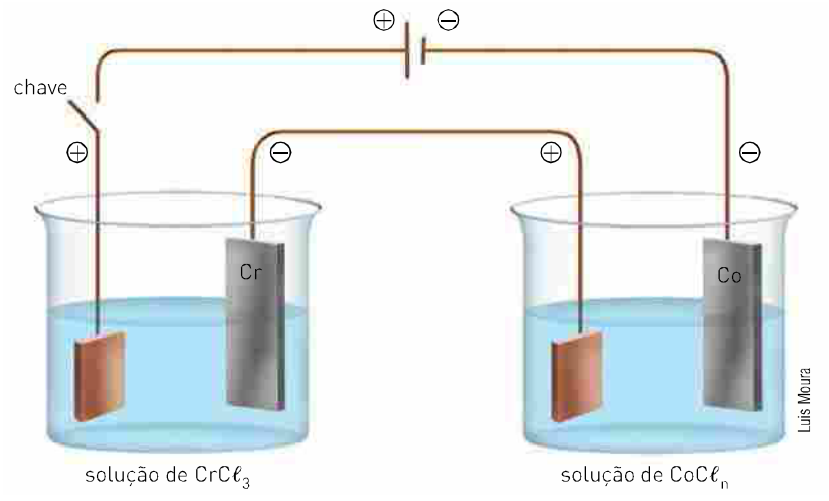
$$x = \frac{0{,}001\ mol \cdot 2 \cdot 96\,500\ C}{1\ mol} \Rightarrow x = 1930\ C$$

Como: $Q = i \cdot t$ $\quad i = 0{,}20\ A$

$(C) = (A) \cdot (s)$ $\quad Q = 1\,930\ C$

temos: $t = \frac{Q}{i} = \frac{1\,930\ C}{0{,}20\ A} \Rightarrow t = 9\,650\ s$

2. (Vunesp-SP) No laboratório, foi feita a montagem esquematizada na figura, utilizando placas de crômio e de cobalto, dois eletrodos inertes, uma chave interruptora e uma bateria. Os dois recipientes contêm, respectivamente, soluções aquosas de sais de crômio e de cobalto.



O circuito foi ligado durante certo tempo, após o qual se verificaram aumentos de massa de 0,3467 g na placa de crômio e de 0,5906 g na placa de cobalto. A partir desses resultados, um estudante fez as seguintes afirmações:

a) A carga do cobalto em seu sal é igual a +2.

b) Considerando a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que circulou uma carga igual a 1 930 coulombs pela montagem.

Com base nos dados fornecidos, discuta e justifique se as afirmações do estudante são verdadeiras ou falsas. (1 faraday = 96 500 coulombs; massas molares, em g/mol: Cr = 52; Co = 59)

Solução

a) Como as cubas estão ligadas em série, a carga que circula é a mesma em ambas.
A respeito da deposição do crômio, temos que:

$Cr^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow Cr$

3 mol _____ 1 mol

3 mol _____ 52 g

x _____ 0,3467 g

$x = 0{,}02$ mol de e^-

Como a carga que circula é a mesma, o número de mol de e^- também será o mesmo.

$Co^{n+} + n\,e^- \longrightarrow Co$

$n\,e^-$ _____ 1 mol

$n\,e^-$ _____ 59 g

0,02 mol _____ 0,5906 g

$n = 2 \Rightarrow$ o item *a* é o correto

b) 1 mol de e^- _____ 96 500 C

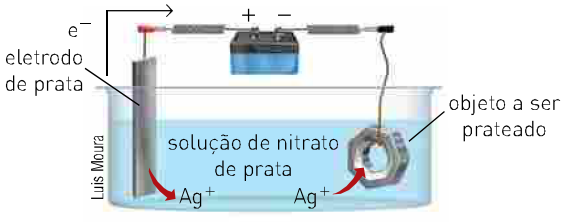
0,02 mol de e^- _____ x

$x = 1\,930\ C \Rightarrow$ o item *b* é o correto

Exercícios fundamentais

A respeito do processo abaixo, responda às questões de **1** a **3**.

A ilustração mostra como um objeto pode ser recoberto por prata:



Uma das reações que ocorrem nesse processo pode ser representada por:

$$Ag^+ (aq) + 1\ e^- \longrightarrow Ag\ (s)$$

1. O esquema seguinte relaciona o número de mol, a carga e a massa nesse processo.
(Massa molar Ag = 108 g · mol^{-1}.)

$Ag^+ + 1\ e^- \longrightarrow Ag$
1 mol ——— 1 mol
x C ——— 1 mol
x C ——— 108 g
193 000 C ——— y g

Determine os valores de *x* e *y*.

2. Foi feita uma prateação durante 1 000 s utilizando uma corrente de 0,965 A. Determine a carga que circulou no sistema.

3. Calcule a massa de prata depositada na prateação descrita no exercício anterior.

Testando seu conhecimento

1. Calcule a massa de sódio metálico depositada por uma corrente de 9,65 A que atravessa, durante 10 minutos, uma massa de NaCℓ fundido.
Dados: massa molar Na = 23 g · mol^{-1}; 1 ℱ = 96 500 C.

$$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$$

2. O cobre metálico utilizado como condutor elétrico apresenta um elevado grau de pureza. No processo de obtenção dessa pureza, por via eletrolítica, os íons cobre II são reduzidos a cobre metálico.
Equacione a reação mencionada e calcule a massa de cobre depositada quando circula pela cuba eletrolítica um mol de elétrons.
Dado: massa molar Cu = 63,5 g · mol^{-1}.

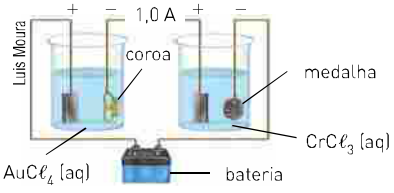
3. Calcule o tempo aproximado, em horas, para que ocorra a deposição de 11,43 g de ferro metálico, quando circula em uma corrente de 9,65 A, através de uma solução aquosa de $FeC\ell_2$.
Dado: massa molar Fe = 56 g · mol^{-1}.

$$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe$$

4. Três cubas eletrolíticas estão ligadas em série, contendo, respectivamente, $AgNO_3$, $NiC\ell_2$ e $CuSO_4$.
Sabendo-se que na primeira cuba foram depositados 2,16 g de prata metálica, calcule a massa de níquel metálico depositado na segunda cuba e a massa de cobre metálico na terceira cuba.
Dados: massas molares Ag = 108 g · mol^{-1}; Ni = 58,7 g · mol^{-1}; Cu = 63,5 g · mol^{-1}.

5. (UFRN) Já quase na hora da procissão, Padre Inácio pediu a Zé das Joias que dourasse a coroa da imagem da padroeira com meio grama de ouro. Pouco depois, ainda chegou Dona Nenzinha, também apressada, querendo cromar uma medalha da santa, para usá-la no mesmo evento religioso. Diante de tanta urgência, o ourives resolveu fazer, ao

mesmo tempo, ambos os serviços encomendados. Então, ligou, em série, duas celas eletroquímicas que continham a coroa e a medalha, mergulhadas nas respectivas soluções de tetracloreto de ouro ($AuC\ell_4$) e cloreto crômico ($CrC\ell_3$), como se vê na figura abaixo.



Sabendo que durante a operação de galvanoplastia circulou no equipamento uma corrente de 1,0 A, responda às solicitações abaixo:

I. Escreva as semirreações de redução dos cátions as quais ocorreram durante os processos de douração e cromação.

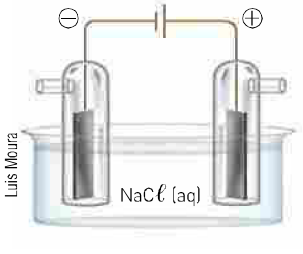
II. Calcule quantos minutos serão gastos para dourar a coroa com meio grama de ouro.

6. (UFPE) Dário Belo, um torcedor fanático, no ano em que seu time foi campeão, ouviu seguidas vezes a narração do gol da vitória, narrado pelo saudoso e inigualável "Gandulão de Ouro". Admita que o desgaste sofrido pela cápsula de zinco da pilha, apenas para Dário Belo ouvir as várias repetições da narração do gol, foi de 0,327 g.

Sabendo-se que a corrente elétrica fornecida pela pilha é constante e igual a 0,2 ampère, e que a narração do gol levou exatos 25 s, qual o número de vezes que o fanático Dário Belo ouviu a narração do gol? (Dado: Zn = 65,4 u.)

a) 100 **b)** 193 **c)** 1 000 **d)** 10 000 **e)** 300

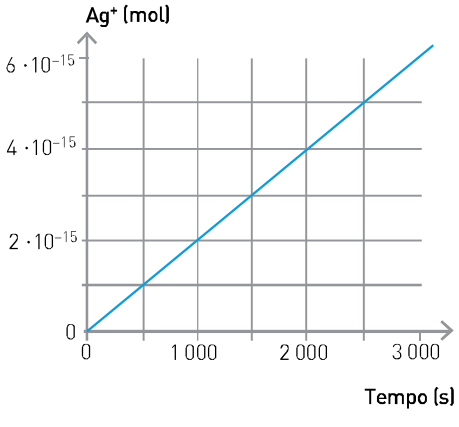
7. (UFRJ) Em uma aula demonstrativa, um professor fez passar, durante 60 minutos, uma corrente de 1,34 A por uma cuba eletrolítica que continha uma solução aquosa de cloreto de sódio; como resultado, obteve um gás em cada eletrodo. Sabendo que a carga elétrica total que passa pela cuba durante a experiência é suficiente para produzir 0,05 g de gás no cátodo, calcule o volume em litros ocupado por este gás nas CNTP. (Massas molares em g/mol: H = 1; O = 16; $C\ell$ = 35,5.)



8. (Unicamp-SP) A *Revista* nº 26 veiculou uma notícia sobre uma máquina de lavar que deixa as roupas limpas sem a necessidade de usar produtos alvejantes e elimina praticamente todas as bactérias dos tecidos. O segredo do equipamento é a injeção de íons prata durante a operação de lavagem. A corrente elétrica passa por duas chapas de prata, do tamanho de uma goma de mascar, gerando íons prata, que são lançados na água durante os ciclos de limpeza.

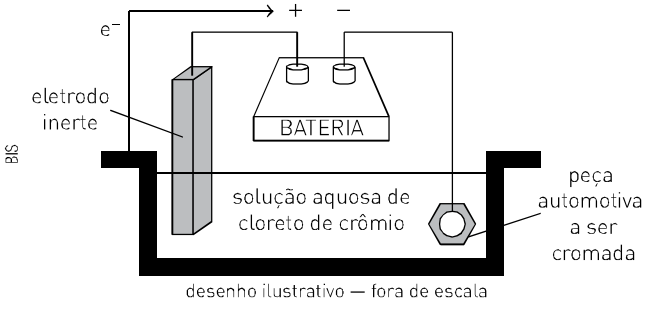
a) No seu *site*, o fabricante informa que a máquina de lavar fornece100 quadrilhões ($100 \cdot 10^{15}$) de íons prata a cada lavagem. Considerando que a máquina seja utilizada 3 vezes por semana, quantos gramas de prata são lançados no ambiente em um ano (52 semanas)?

b) Considere que a liberação de íons Ag^+ em função do tempo se dá de acordo com o gráfico abaixo. Calcule a corrente em ampères (C/s) em que a máquina está operando na liberação dos íons. Mostre seu raciocínio.
Dado: $\mathcal{F} = 96\,500\ C \cdot mol^{-1}$, constante de Avogadro $= 6{,}02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.



Aprofundando seu conhecimento

1. (Espcex-Aman) Algumas peças de motocicletas, bicicletas e automóveis são cromadas. Uma peça automotiva recebeu um "banho de cromo", cujo processo denominado cromagem consiste na deposição de uma camada de cromo metálico sobre a superfície da peça. Sabe-se que a cuba eletrolítica empregada nesse processo (conforme a figura abaixo), é composta de peça automotiva ligada ao cátodo (polo negativo), um eletrodo inerte ligado ao ânodo e uma solução aquosa de 1 mol · L^{-1} de $CrC\ell_3$.



desenho ilustrativo — fora de escala

Supondo que a solução esteja completamente dissociada e que o processo eletrolítico durou 96,5 min sob uma corrente de 2 A, a massa de cromo depositada nessa peça foi de:

$Cr^{3+}(aq) + 3\ e^- \longrightarrow Cr^0$

Dados: massas atômicas Cr = 52 u e $C\ell$ = 35,5 u
1 faraday = 96 500 C/mol de e^-

a) 0,19 g **b)** 0,45 g **c)** 1,00 g **d)** 2,08 g **e)** 5,40 g

2. (PUC-RJ) Considerando 1 ℱ = 96 500 C (quantidade de eletricidade relativa a 1 mol de elétrons), na eletrólise ígnea do cloreto de alumínio, $A\ell C\ell_3$, a quantidade de eletricidade, em Coulomb, necessária para produzir 21,6 g de alumínio metálico é igual a:

a) 61 760 C **b)** 154 400 C **c)** 231 600 C **d)** 308 800 C **e)** 386 000 C

3. (Mack-SP) Pode-se niquelar (revestir com uma fina camada de níquel) uma peça de um determinado metal. Para esse fim, devemos submeter um sal de níquel (II), normalmente o cloreto, a um processo denominado eletrólise em meio aquoso. Com o passar do tempo, ocorre a deposição de níquel sobre a peça metálica a ser revestida, gastando-se certa quantidade de energia. Para que seja possível o depósito de 5,87 g de níquel sobre determinada peça metálica, o valor da corrente elétrica utilizada, para um processo de duração de 1000 s, é de:

Dados: Constante de Faraday = 96 500 C; massas molares em (g/mol) Ni = 58,7

a) 9,65 A **b)** 10,36 A **c)** 15,32 A **d)** 19,30 A **e)** 28,95 A

4. (UFRP) As baterias são indispensáveis para o funcionamento de vários dispositivos do dia a dia. A primeira bateria foi construída por Alessandro Volta em 1800, cujo dispositivo consistia numa pilha de discos de zinco e prata dispostos alternadamente, contento espaçadores de papelão embebidos em solução salina. Daí vem o nome "pilha" comumente utilizado.

Dados:

	E^0 (V)
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	0,80
$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$	−0,76

1 A = C · s^{-1}; 1 ℱ = 96 500 C · mol^{-1}; Massa molar (g · mol^{-1}): Ag = 108; Zn = 65.

a) De posse dos valores de potencial padrão de redução (E^0), calcule o potencial padrão da pilha de Zn/Ag.

b) Considere que, com uma pilha dessas, deseja-se manter uma lâmpada acesa durante uma noite (12h). Admita que não haverá queda de tensão e de corrente durante o período. Para mantê-la acesa, a corrente que passa pela lâmpada é de 10 mA. Calcule a massa de zinco que será consumida durante esse período.

5. (Uern) Submetendo o cloreto de cálcio ($CaC\ell_2$) a uma eletrólise ígnea com uma corrente elétrica de intensidade igual a 20 ampères que atravessa uma cuba eletrolítica durante 1/4 da hora, o volume do gás cloro obtido é igual a:

a) 1,1 L **b)** 2,1 L **c)** 22,4 L **d)** 44,8 L

6. (Espcex-Aman) Em uma eletrólise ígnea do cloreto de sódio, uma corrente elétrica, de intensidade igual a 5 ampères, atravessa uma cuba eletrolítica, com o auxílio de dois eletrodos inertes, durante 1 930 segundos.

O volume do gás cloro, em litros, medido nas CNTP, e a massa de sódio, em gramas, obtidos nessa eletrólise, são, respectivamente:

Dados:

Massa molar (g · mol^{-1})	Cℓ	Na
	35,5	23

Volume molar nas CNTP = 22,71 L · mol^{-1}

1 faraday ($\mathcal{F}$) = 96 500 C

a) 2,4155 L e 3,5 g
b) 1,1355 L e 2,3 g
c) 2,3455 L e 4,5 g
d) 3,5614 L e 3,5 g
e) 4,5558 L e 4,8 g

7. (Ufpe) Uma célula para produção de cobre eletrolítico consiste de um ânodo de cobre impuro e um cátodo de cobre puro (massa atômica de 63,5 g mol^{-1}, em um eletrólito de sulfato de cobre (II). Qual a corrente, em ampère, que deve ser aplicada para se obter 63,5 g de cobre puro em 26,8 horas? Dado: 1 $\mathcal{F}$ = 96 500 C mol^{-1}.

8. (UEM-PR) Considere duas cubas eletrolíticas ligadas em série, montadas com eletrodos inertes, sendo que a primeira (cuba 1) contém MgCℓ_2 fundido e a segunda (cuba 2) contém uma solução aquosa de NiCℓ_2. Faz-se atravessar uma corrente elétrica pelo circuito e observa-se que, após um determinado tempo, houve um depósito de 3,0 g de Mg metálico. Com base nessas informações, assinale o que for correto.

Dados:
1 $\mathcal{F}$ = 96 500 C
Mg = 24; Ni = 58,7.

01) A massa de Ni metálico depositada, no mesmo tempo, na cuba 2, é de aproximadamente 7,4 g.
02) Na superfície do ânodo da cuba 1, forma-se cloro gasoso.
04) Na superfície do polo negativo da cuba 2, forma-se H_2 (g).
08) Na superfície do ânodo da cuba 2, forma-se cloro gasoso.
16) A equação da reação global referente à cuba 2 é NiCℓ_2 (aq) $\Rightarrow$ Ni^0 (s) + Cℓ_2 (g), e o que resta no meio eletrolítico, após uma eletrólise completa, é apenas água.

9. (IME-RJ) O alumínio pode ser produzido industrialmente pela eletrólise do cloreto de alumínio fundido, o qual é obtido a partir do minério bauxita, cujo principal componente é o óxido de alumínio. Com base nas informações acima, calcule quantos dias são necessários para produzir 1,00 tonelada de alumínio puro, operando-se uma cuba eletrolítica com cloreto de alumínio fundido, na qual se faz passar uma corrente elétrica constante de 10,0 kA.

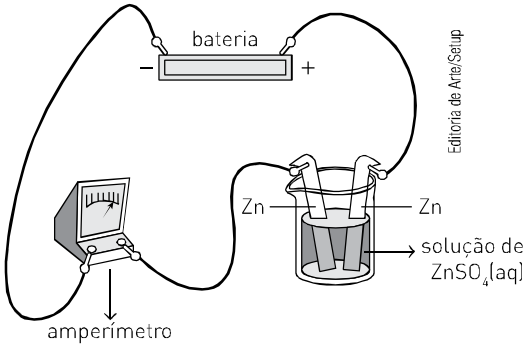
Dado: 1 $\mathcal{F}$ = 96 500 C.

10. (UFPE) Na eletrólise da água do mar (equivalente a uma solução aquosa de NaCℓ), são passados 11 A (ampères) durante 10 horas. Nas condições de 25 °C e 1 atm de pressão, calcule o volume produzido (arredondado para o inteiro mais próximo), em L, de cloro gasoso (considerado como um gás ideal).

Dados: R = 0,082 atm · L · K^{-1} · mol^{-1}, 1 $\mathcal{F}$ = 96 500 C · mol^{-1}. O volume molar de um gás ideal nas condições de 25 °C e 1 atm é de 24,4 L · mol^{-1}.

11. (Fuvest-SP)

A determinação da carga do elétron pode ser feita por método eletroquímico, utilizando a aparelhagem representada na figura ao lado. Duas placas de zinco são mergulhadas em uma solução aquosa de sulfato de zinco ($ZnSO_4$). Uma das placas é conectada ao polo positivo de uma bateria. A corrente que flui pelo circuito é medida por um amperímetro inserido entre a outra placa de Zn e o polo negativo da bateria. A massa das placas é medida antes e depois da passagem de corrente elétrica por determinado tempo. Em um experimento, utilizando essa aparelhagem, observou-se que a massa da placa, conectada ao polo positivo da bateria, diminuiu de 0,0327 g. Este foi, também, o aumento de massa da placa conectada ao polo negativo.



a) Descreva o que aconteceu na placa em que houve perda de massa e também o que aconteceu na placa em que houve ganho de massa.
b) Calcule a quantidade de matéria de elétrons (em mol) envolvida na variação de massa que ocorreu em uma das placas do experimento descrito.
c) Nesse experimento, fluiu pelo circuito uma corrente de 0,050 A durante 1920 s. Utilizando esses resultados experimentais, calcule a carga de um elétron.

12. (UEL-PR) Em uma célula eletrolítica contendo solução de $NiSO_4$ foram imersos dois eletrodos inertes.

Determine a massa de níquel metálico e a de gás oxigênio produzidas após a passagem, pela célula, de uma corrente de 4,0 A durante 1,0 h.

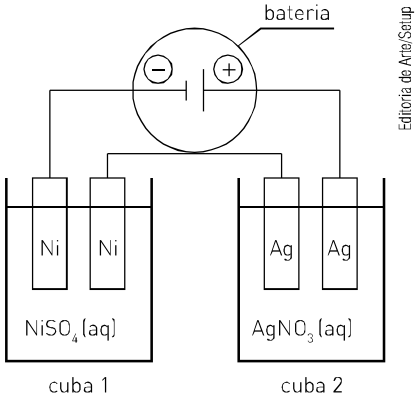
Dado: 1 mol de Ni = 58; 7 gramas, 1 mol de O_2 = 32; 0 gramas.

$Ni^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$ $\quad E^0 = -0{,}26\ V$

$4\,e^- + O_2\,(g) + 4\,H^+ \longrightarrow 2\,H_2O$ $\quad E^0 = 1{,}23\ V$

Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

13. (Espcex/Aman-SP) Duas cubas eletrolíticas distintas, uma contendo eletrodos de níquel (Ni) e solução aquosa de $NiSO_4$ e outra contendo eletrodos de prata (Ag) e solução aquosa de $AgNO_3$, estão ligadas em série, conforme mostra a figura a seguir.



Esse conjunto de cubas em série é ligado a uma bateria durante um certo intervalo de tempo, sendo observado um incremento de 54 g de massa de prata em um dos eletrodos de prata. Desse modo, o incremento da massa de níquel em um dos eletrodos de níquel é de:

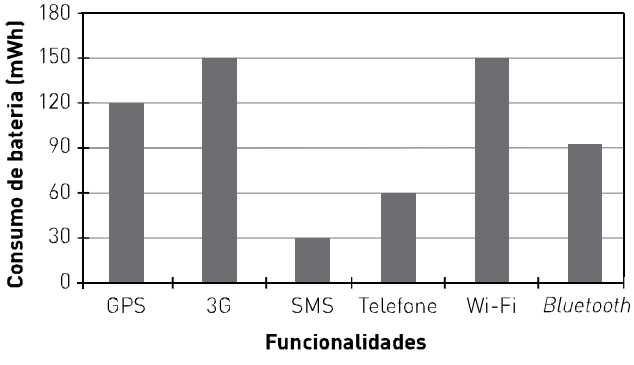
Dados: Constante de Faraday = 96 500 coulombs/mol de elétrons; Massa molar do níquel = 59 g/mol; Massa molar da prata = 108 g/mol.

a) 59,32 g **b)** 36,25 g **c)** 14,75 g **d)** 13,89 g **e)** 12,45 g

14. (UFPR) Alternativas promissoras às pilhas e baterias para armazenamento de energia são os supercapacitores e ultracapacitores. Um supercapacitor é um dispositivo com capacidade de armazenamento de energia muito superior a capacitores comuns. Enquanto capacitores comuns têm sua capacitância medida na ordem de mF (F = Farad), um supercapacitor possui capacitâncias de ordem de até 5 kF. O desenvolvimento dos supercapacitores está intimamente ligado à nanotecnologia e os materias empregados nesses dispositivos são nanotubos de carbono, polímeros condutores e hidrogéis inorgânicos. Basicamente, um material supercapacitor deve ser capaz de absorver carga, que podem ser íons de um eletrólito em seu interior. Considerando um hidrogel inorgânico capaz de atuar como supercapacitor, que apresenta capacidade de carga da ordem de $100\ F \cdot g^{-1}$, a uma tensão de 2,5 V, calcule quanta carga, em termos de quantidade de matéria de íons Li^+, 1 g desse material pode absorver.

Dados: $1\ F = C \cdot V^{-1}$; $1\ \mathcal{F} = 96\,500\ C \cdot mol^{-1}$

15. (UFG-GO) As baterias recarregáveis de íons lítio são utilizadas nos aparelhos celulares modernos, por apresentarem uma capacidade de centenas de ciclos de carga e descarga. O potencial da célula de uma bateria de lítio é de 3,7 V e apresenta capacidade de carga de 1500 mAh. Essas características permitem a inclusão de várias funcionalidades tecnológicas nos celulares, como GPS, *bluetooth*, 3G, Wi-Fi, SMS, além da função de telefone. O gráfico ao lado apresenta o consumo estimado de bateria para uso de cada uma dessas funcionalidades.



Com base nas informações fornecidas:

a) calcule o número de mol de elétrons envolvidos na descarga total da bateria. Considere a carga do elétron igual a $1{,}6 \times 10^{-19}$ C e o número de Avogadro igual a 6×10^{23};

b) supondo-se que todas as funcionalidades representadas no gráfico estejam ativadas simultaneamente no celular, calcule o tempo de vida aproximado de um ciclo de carga da bateria.

COMPLEMENTO

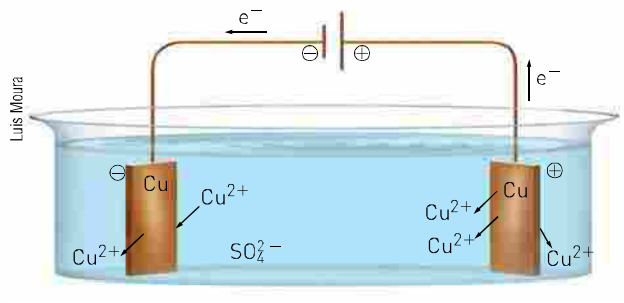
Eletrólise utilizando eletrodos não inertes

Se realizarmos uma eletrólise utilizando eletrodos de um metal não inerte, ele irá participar da reação química, funcionando como eletrodo positivo, o ânodo.

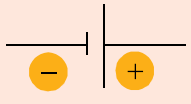
A reação que irá ocorrer no eletrodo pode ser representada por:

$$\text{ânodo (oxidação)} \begin{cases} \text{metal} \longrightarrow \text{cátion} + e^- \\ Me\ (s) \longrightarrow Me^+\ (aq) + e^- \end{cases}$$

Vamos considerar a eletrólise de uma solução aquosa de $CuSO_4$, com eletrodos de cobre (Cu):



> *Para indicar um gerador, usamos a seguinte representação:*



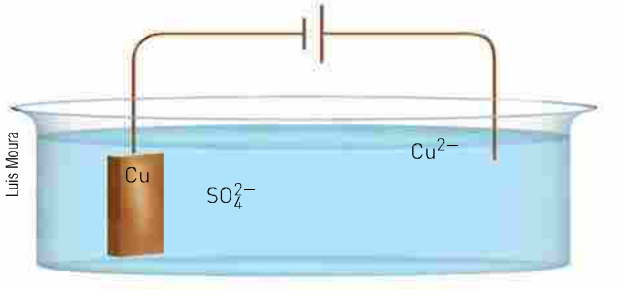
No ânodo, teremos a oxidação do cobre:

$$\text{ânodo (oxidação)} \begin{cases} Cu\ (s) \longrightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \end{cases}$$

Já no cátodo, os íons Cu^{2+} presentes na solução se reduzem:

$$\text{cátodo (redução)} \begin{cases} Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow Cu\ (s) \end{cases}$$

Após o término da eletrólise, teremos:

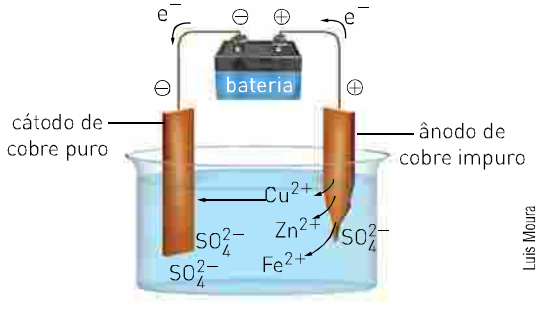


Esse processo, chamado **purificação eletrolítica**, pode ser utilizado para a purificação do cobre.

Nas instalações industriais, a purificação do cobre é feita em células eletrolíticas constituídas de lâminas alternadas de cobre puro e cobre impuro.

Para entender a purificação do cobre, vamos estudar uma célula eletrolítica contendo esse metal com diferentes impurezas.

- **cobre impuro (Cu + Fe + Zn)**



Devemos ligar a amostra de cobre impuro ao polo positivo do gerador para que ela constitua o ânodo, e uma lâmina de cobre puro irá constituir o cátodo, devendo os eletrodos estar mergulhados em uma solução aquosa de $CuSO_4$.

A reação que ocorre no polo negativo (cátodo) é a redução do Cu^{2+}:

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$$

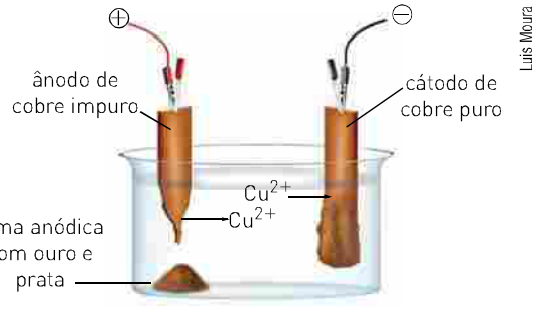
No ânodo ocorreu a oxidação tanto do cobre como do ferro e do zinco, por isso existem na solução Cu^{2+}, Zn^{2+} e Fe^{2+}; porém, inicialmente ocorre a redução do Cu^{2+}. Isso se deve ao fato de o Cu^{2+} apresentar maior tendência em receber elétrons, ou seja, possui maior potencial de redução do que os outros dois metais:

$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$	$E^0 = +0{,}34$ V
$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe$	$E^0 = -0{,}41$ V
$Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$	$E^0 = -0{,}76$ V

Enquanto existir cobre na solução, irá ocorrer sua deposição no ânodo. Quando o cobre da solução terminar, a eletrólise deverá ser interrompida, senão poderá ocorrer a deposição dos outros metais.

- **cobre impuro (Cu + Ag + Au)**

Repetindo o procedimento feito com a amostra anterior, após certo tempo, teremos a situação a seguir.



Luis Moura

No ânodo ocorre só a oxidação do cobre, que passa a Cu^{2+}, enquanto nem a prata nem o ouro sofrem oxidação, por apresentarem elevado potencial de redução. À medida que ocorre a eletrólise, os íons Cu^{2+} se reduzirão no cátodo (polo negativo):

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$$

Os metais Ag e Au são depositados abaixo do ânodo, formando a "lama anódica".

Eletrodeposição ou galvanoplastia

A eletrodeposição está relacionada ao revestimento de superfícies; é esse o processo utilizado na prateação, na douração, na niquelação, na cromação etc.

O objeto a ser revestido, durante a eletrodeposição, deve estar ligado ao polo negativo do gerador, constituindo o cátodo.

Veja algumas aplicações:

Thinkstock/Getty Images

Joia banhada a ouro.

Thinkstock/Getty Images

Objetos são niquelados para evitar a corrosão.

Cromação

Geralmente a cromação é feita para recobrir objetos de ferro ou de aço.

Para se obter uma cromação mais duradoura, inicialmente o objeto é recoberto com cobre; a seguir, com níquel; e, finalmente, com crômio.

objeto no cátodo $\{Cr^{3+} + 3\ e^- \longrightarrow Cr$

Thinkstock/Getty Images

Algumas partes de motocicletas, bicicletas ou automóveis costumam ser cromadas.

Prateação

A prata é um metal nobre e caro. Por esse motivo, muitos objetos de ferro ou de aço são recobertos por uma fina camada de prata, o que faz com que esses objetos apresentem um aspecto visual de prata pura.

objeto no cátodo $\{Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$

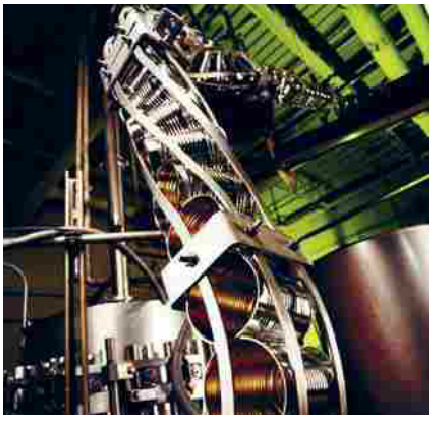
Thinkstock/Getty Images

Utensílios de cozinha prateados.

Banho de estanho

As latas de ferro são revestidas por uma fina camada de estanho, com a finalidade de evitar a oxidação do ferro.

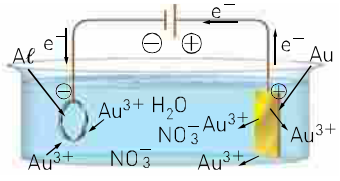
lata no cátodo $\{Sn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Sn$


Allan Shoemake/The Image Bank/Getty Images

Linha de produção de latas de ferro.

Douração

Podemos, por exemplo, aplicar um banho de ouro (douração) em um anel feito de alumínio. O anel será o cátodo, que estará ligado ao polo negativo do gerador; ligada ao polo positivo, deverá haver uma lâmina de ouro. Esses eletrodos devem estar mergulhados em uma solução aquosa de um sal de ouro, como o nitrato de ouro III, $Au(NO_3)_3$.



Luis Moura

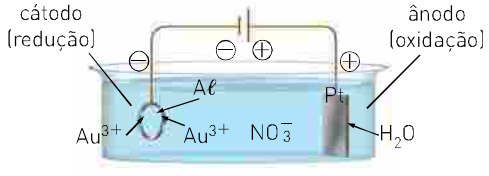
polo (−) semirreação no cátodo (redução):

$Au^{3+} + 3\ e^- \longrightarrow Au$

polo (+) semirreação no ânodo (oxidação):

$Au \longrightarrow Au^{3+} + 3\ e^-$

Também poderíamos usar um eletrodo inerte (platina) no ânodo, o anel de alumínio no cátodo e uma solução aquosa de $Au(NO_3)_3$:



Luis Moura

Nesse caso, a deposição de ouro sobre o anel não se origina no ânodo; o ouro está presente na solução e, então, é conveniente que ela esteja concentrada.

polo (+) semirreação no ânodo (oxidação): $H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + \frac{1}{2}\ O_2 + 2\ e^-$

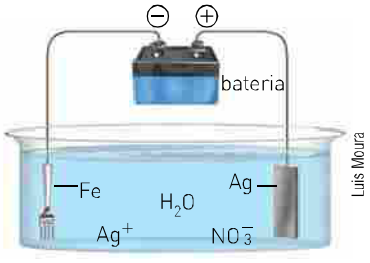
polo (−) semirreação no cátodo (redução): $Au^{3+} + 3\ e^- \longrightarrow Au$

EXERCÍCIOS

1. (PUC-PR) As semijoias são obtidas pelo revestimento de uma peça por ouro metálico, no processo conhecido como "banho de ouro". Esse processo consiste:

a) num mergulho em ouro fundido.
b) numa aplicação em *salt spray*.
c) numa eletrodeposição.
d) numa deposição catalítica.
e) numa pintura eletrostática.

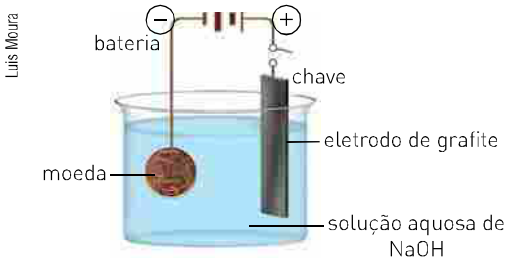
2. Considere o esquema a seguir:



Luis Moura

Deseja-se fazer a prateação de um garfo de ferro. Escreva em seu caderno as semirreações que ocorrerão no cátodo e no ânodo.

3. (Fuvest-SP) Moedas feitas com ligas de cobre se oxidam parcialmente pela ação do ambiente. Para "limpar" essas moedas, pode-se utilizar o arranjo esquematizado a seguir.



Luis Moura

Ao se fechar o circuito, a semirreação que ocorre na moeda é:

a) $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$
b) $Cu \longrightarrow Cu^{+} + e^-$
c) $Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$
d) $Cu + Cu^{2+} \longrightarrow 2\ Cu^{+}$
e) $Cu^{2+} + 2\ OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2$

4. (Ufal/PSS-AL) Esquematize uma célula eletrolítica (eletrolisador), utilizada para o refino de cobre, em que os eletrodos são de cobre e a solução eletrolítica é solução aquosa de $CuSO_4$. O esquema deve indicar:

- o cátodo e o ânodo. Justifique;
- as reações que ocorrem nos eletrodos;
- as posições relativas dos componentes da célula, bem como a fonte de energia.

5. (Uesc-BA) A galvanização é um processo eletroquímico em que o metal que recobre o ferro funciona como um ânodo e o ferro, como um cátodo.

Sobre os processos eletroquímicos, é correto afirmar:

a) No cátodo, ocorre a redução.
b) No ânodo, ocorre o ganho de elétrons.
c) Nas pilhas, o polo positivo é sempre o ânodo.
d) As pilhas transformam energia elétrica em energia química.
e) Na eletrólise, a massa de material depositada no cátodo é inversamente proporcional à corrente elétrica que atravessa o sistema.

6. (UFRGS-RS) A galvanoplastia é uma técnica utilizada para revestir peças com um determinado metal por meio da eletrólise. Para cromar um chaveiro de ferro, foram realizados os procedimentos a seguir.

I. Colocou-se o chaveiro de ferro como cátodo (eletrodo negativo).

II. Colocou-se um pedaço de cromo metálico como ânodo (eletrodo positivo).

III. Utilizou-se uma solução aquosa que continha sais de ferro.

Quais estão corretos?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

7. (UFPI) Galvanização é um dos processos industriais mais utilizados na proteção à corrosão de materiais metálicos, e se processa por meio eletrolítico.

Em materiais ferrosos como pregos e parafusos, por exemplo, são eletrodepositados íons de zinco. Analise as afirmativas que se seguem sobre o processo acima descrito e marque a opção correta.

I. A eletrodeposição é um processo espontâneo.

II. No par zinco-prego exposto em meio agressivo, o zinco atua como cátodo.

III. Durante a eletrólise, a massa de zinco eletrodepositada no prego é proporcional à carga elétrica.

a) Apenas I está correta.
b) I e II estão corretas.
c) Apenas II está correta.
d) II e III estão corretas.
e) Apenas III está correta.

8. (PUCCamp-SP) O ferro galvanizado (ferro recoberto por camada de zinco) pode ser obtido mergulhando-se o ferro em banho de zinco metálico fundido, ou, então, por eletrodeposição, em que:

I. no cátodo ocorre a redução do Zn^{2+}.

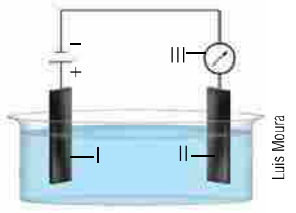
II. na cuba eletrolítica, o banho deve conter um composto de zinco.

III. o ânodo é constituído por peças de ferro.

Dessas afirmações, *somente*:

a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) II e III são corretas.

9. (Fuvest-SP) Para pratear eletroliticamente um objeto de cobre e controlar a massa de prata depositada no objeto, foi montada a aparelhagem esquematizada na figura.

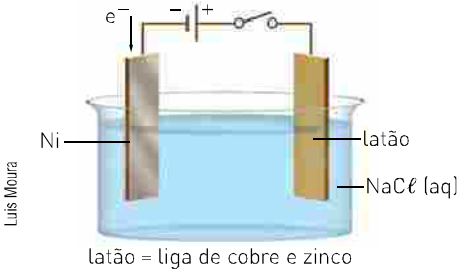


solução aquosa de sal de prata

Nessa figura, I, II e III são, respectivamente:

a) o objeto de cobre, uma chapa de platina e um amperímetro.
b) uma chapa de prata, o objeto de cobre e um voltímetro.
c) o objeto de cobre, uma chapa de prata e um voltímetro.
d) o objeto de cobre, uma chapa de prata e um amperímetro.
e) uma chapa de prata, o objeto de cobre e um amperímetro.

10. (Fuvest-SP) Com a finalidade de niquelar uma peça de latão, foi montado um circuito, utilizando-se fonte de corrente contínua, como representado na figura.



latão = liga de cobre e zinco

No entanto, devido a erros experimentais, ao fechar o circuito, não ocorreu a niquelação da peça. Para que essa ocorresse, foram sugeridas as alterações:

I. Inverter a polaridade da fonte de corrente contínua.

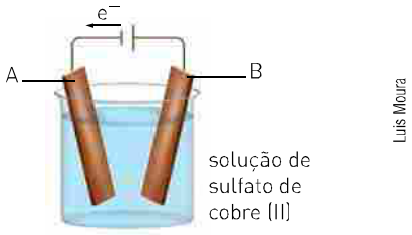
II. Substituir a solução aquosa de NaCℓ por solução aquosa de $NiSO_4$.

III. Substituir a fonte de corrente contínua por uma fonte de corrente alternada de alta frequência.

O êxito do experimento requereria apenas:

a) a alteração I.
b) a alteração II.
c) a alteração III.
d) as alterações I e II.
e) as alterações II e III.

11. (Unicamp-SP) Um processo de purificação de cobre metálico consiste em se passar uma corrente elétrica por uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), de cor azul, durante um determinado intervalo de tempo. Nessa solução são mergulhados dois eletrodos de cobre metálico, sendo um de cobre impuro. No transcorrer do processo, o cobre metálico vai se depositando sobre um dos eletrodos, ficando livre das impurezas. O desenho mostra esquematicamente a situação no início do processo.



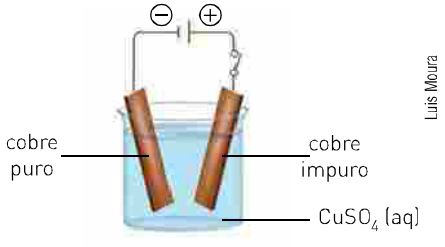
a) Em qual dos eletrodos, *A* ou *B*, se depositará cobre metálico purificado? Justifique.

b) A intensidade da cor azul é diretamente proporcional à concentração de Cu^{2+} na solução. Com base nessa informação e no processo de purificação acima descrito, responda se ao final do experimento a intensidade da cor azul terá aumentado, permanecido igual ou diminuído em relação à cor inicial. Justifique.

12. (Fuvest-SP) As etapas finais de obtenção do cobre a partir da calcosita, Cu_2S, são, sequencialmente:

I. ustulação (aquecimento ao ar);

II. refinação eletrolítica (esquema abaixo).

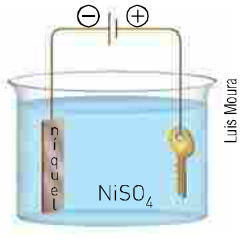


a) Escreva a equação da ustulação da calcosita.

b) Descreva o processo da refinação eletrolítica, mostrando o que ocorre em cada um dos polos ao se fechar o circuito.

c) Reproduza o esquema dado e indique nele o sentido do movimento dos elétrons no circuito e o sentido do movimento dos íons na solução, durante o processo de eletrólise.

13. (UFV-MG) O processo de galvanização consiste no revestimento metálico de peças condutoras que são colocadas como eletrodos negativos em um circuito de eletrólise (observe o esquema).



Considere as seguintes afirmativas:

I. Na chave, ocorre a reação $Ni^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Ni^0$.

II. No polo positivo, ocorre oxidação do níquel.

III. No polo positivo, ocorre a reação: $Ni^0 \longrightarrow Ni^{2+} + 2\ e^-$.

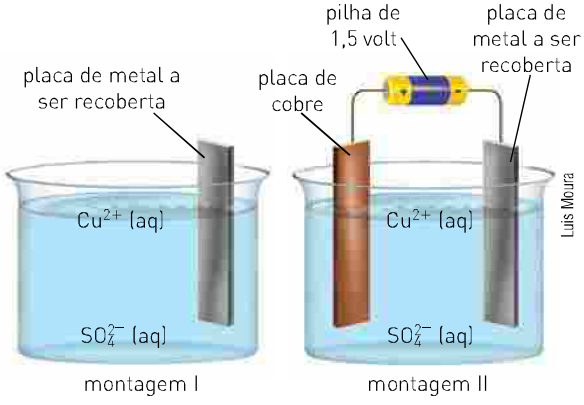
IV. O eletrodo positivo sofre corrosão durante a eletrólise.

V. A chave é corroída durante o processo.

A alternativa que contém apenas as afirmativas corretas é:

a) I, II, III, IV e V.
b) I, II, III e IV.
c) I, II e III.
d) II e III.
e) I, II, III e V.

14. (UFMG) O cobre pode ser depositado sobre metais, de forma espontânea (montagem I) ou não espontânea, com auxílio de uma fonte externa de energia elétrica (montagem II).



Na montagem I, a placa de metal a ser recoberta está imersa numa solução aquosa de sulfato de cobre.
Na montagem II, a placa de metal a ser recoberta está imersa na solução de sulfato de cobre e ligada ao polo negativo da pilha de 1,5 volt; pelo polo positivo, a pilha está ligada a uma placa de cobre, também imersa na solução de sulfato de cobre, que será desgastada durante o processo de deposição.

Considere esta tabela:

POTENCIAIS PADRÃO DE REDUÇÃO	
Semirreação	**Potencial / Volt**
Ni^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Ni (s)	−0,23
Cu^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Cu (s)	+0,34
Ag^+ (aq) + e^- ⟶ Ag (s)	+0,80

Com base nas informações contidas nessa tabela, faça o que se pede.

a) Indique se a montagem I pode ser usada para a deposição de cobre sobre uma placa de níquel. Justifique sua resposta com base nos potenciais padrão de redução.

b) Indique se a montagem I pode ser usada para deposição de cobre sobre uma placa de prata. Justifique sua resposta com base nos potenciais padrão de redução.

c) A montagem II pode ser usada para depositar cobre tanto sobre uma placa de níquel quanto sobre uma placa de prata. Considerando o caso da placa de prata, represente as equações balanceadas das semirreações de oxidação e redução que ocorrem nos eletrodos de cobre e de prata.

(UnB-DF) Leia as informações seguintes e responda às questões **15** e **16**.

A lata rígida, tradicionalmente constituída de aço com baixo teor de carbono e revestida de estanho, é conhecida como folha-de-flandres, sendo amplamente usada para

molho de tomate, sardinha, milho, ervilha, entre outros.
O estanho utilizado para cobrir o aço é obtido a partir de um minério, a cassiterita.
O processo de obtenção de estanho pode ser representado pela equação seguinte:

$$SnO_2\ (s) + 2\ C\ (s) \longrightarrow Sn\ (s) + 2\ CO\ (g)$$

A aplicação do estanho sobre o aço ocorre por um processo de eletrodeposição, que é realizado em um tanque contendo um eletrólito, uma lâmina de aço que serve como cátodo e uma lâmina de estanho que serve como ânodo. Pela dissolução do ânodo, o estanho entra em solução e deposita-se sobre o aço. A densidade de corrente controla a espessura do revestimento. Sobre a camada de estanho depositada, aplica-se um verniz, para isolar o alimento do metal.

15. Considerando o texto, julgue os itens que se seguem.

a) No processo de eletrodeposição, a redução do estanho ocorre ao mesmo tempo que a oxidação do ferro presente no aço.

b) Na equação representativa do processo de produção do estanho mostrado no texto, os reagentes apresentam-se no mesmo estado físico que os produtos.

c) A liga de aço é um material formado por interação entre, pelo menos, duas espécies diferentes de átomos, os de ferro e os de carbono.

d) Na molécula de monóxido de carbono, três pares de elétrons são compartilhados entre os dois átomos dessa molécula.

16. Considerando as informações do texto e sabendo que os potenciais de redução Sn^{2+}/Sn e Fe^{2+}/Fe são, respectivamente, iguais a $-0{,}14$ V e $-0{,}44$ V, julgue os itens seguintes.

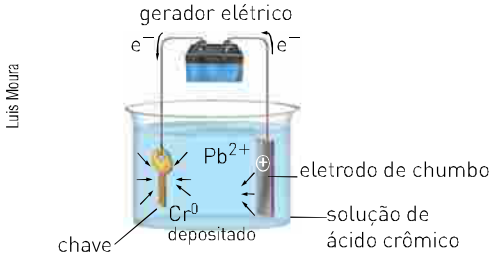
a) Na equação representativa do processo de produção do estanho mostrada no texto, ocorre transferência de apenas 2 elétrons para cada espécie Sn (IV).

b) A eletrodeposição de estanho em aço é um processo de eletrólise, com oxidação do estanho no ânodo e redução do mesmo no cátodo.

c) Uma lata de folha de flandres amassada, contendo milho em água salgada, em que o verniz da lata se tenha rompido, expondo os metais ao solvente, pode formar uma pilha de corrosão devido ao contato do ferro e do estanho com um meio eletrolítico.

d) O verniz é um meio material em que cargas elétricas têm facilidade de movimento.

17.



Luis Moura

Indústrias de galvanização são responsáveis pela contaminação de milhares de trabalhadores por metais pesados. Um exemplo está na galvanização por crômio (Cr). O crômio (VI) passa facilmente pelas membranas celulares e se liga à hemoglobina, após ter sido reduzido ao estado trivalente. Todas as interações do crômio (VI) no corpo humano envolvem redução ao estado trivalente e formação de ligações com as proteínas do plasma. A eliminação do crômio (III) do corpo ocorre principalmente por via urinária.
A galvanização por crômio ocorre em banhos metálicos, em que o metal a ser galvanizado é mergulhado em uma solução de ácido crômico, uma substância composta que contém crômio hexavalente, como mostra o exemplo de cromação ilustrado na figura. A primeira etapa desse processo corresponde à reação:

$$2\ H_2CrO_4\ (aq) + 12\ H^+\ (aq) + 3\ Pb\ (s) \rightleftharpoons$$
$$\rightleftharpoons 2\ Cr^{3+}\ (aq) + 3\ Pb^{2+}\ (aq) + 8\ H_2O\ (\ell)$$

Essa reação é espontânea e ocorre antes mesmo da aplicação de voltagem, a qual só é necessária para que ocorra a reação não espontânea entre o íon Cr^{3+}, produzido nessa etapa, e o chumbo, de acordo com a equação:

$$2\ Cr^{3+}\ (aq) + 3\ Pb\ (s) \rightleftharpoons 2\ Cr\ (s) + 3\ Pb^{2+}\ (aq)$$

No processo ilustrado, o Cr (s) produzido deposita-se sobre a chave, protegendo-a contra corrosão.

A seguir, são fornecidos alguns potenciais padrão de redução, a 25 °C.

$$Pb^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightleftharpoons Pb\ (s) \qquad E^0 = -0{,}126\ V$$

$$Cr^{3+}\ (aq) + 3\ e^- \rightleftharpoons Cr\ (s) \qquad E^0 = -0{,}740\ V$$

Considerando as informações do texto acima e que M(Cr) = 52,0 g/mol e 1 mol de elétrons corresponde a 96500 C, julgue os itens a seguir, indicando verdadeiro (*V*) ou falso (*F*).

01. No processo de galvanização ilustrado, não há consumo de energia elétrica.

02. No processo ilustrado, a chave representa o ânodo.

04. No processo de galvanização ilustrado, após a cromação, a concentração de ácido crômico na solução em que a chave está imersa será superior à concentração inicial.

08. Para que o processo de galvanização ilustrado seja realizado corretamente, além do ácido crômico, um outro ácido poderá ser adicionado ao banho.

16. Nas condições padrão, 1,0 V aplicado no gerador elétrico é suficiente para que haja deposição de crômio sobre a chave.

32. Para que seja depositado 1,0 g de crômio sobre a chave, são suficientes 8 min de banho com uma corrente elétrica de 10 A.

CAPÍTULO 22

Oxirredução na obtenção de substâncias simples

Como é possível, a partir de um minério, obter o metal puro?

A crosta terrestre é uma mistura heterogênea, muito complexa, formada por silicatos, carbonatos, óxidos, sulfetos. Quando um desses materiais é encontrado em proporção constante, ele é chamado **mineral** e, caso apresente uma porcentagem de certo elemento químico com interesse comercial e econômico, é denominado **minério**. As demais substâncias que compõem a mistura são consideradas impurezas e denominadas, genericamente, **ganga**.

OBTENÇÃO DE METAIS NA NATUREZA

A maioria dos metais aparece na crosta terrestre na forma de compostos, principalmente óxidos e sulfetos. Somente alguns deles — por exemplo, ouro (Au), prata (Ag), platina (Pt), cobre (Cu) e mercúrio (Hg) — são encontrados livres, no estado nativo. Isso se deve ao fato de esses metais serem pouco reativos e de seus potenciais de oxidação serem muito baixos. Quanto maior é a reatividade do metal, maior é a dificuldade para obtê-lo. Veja alguns métodos utilizados para a obtenção de alguns metais:

reatividade

potássio (K) sódio (Na) lítio (Li) cálcio (Ca) magnésio (Mg) alumínio (Aℓ)	eletrólise ígnea
zinco (Zn) ferro (Fe) estanho (Sn) chumbo (Pb)	redução com carvão Exemplo: $ZnO + C \longrightarrow Zn + CO$
cobre (Cu) prata (Ag) ouro (Au) platina (Pt)	encontrados livres

dificuldade de obtenção

> *A separação do ouro por levigação (foto abaixo) gera grande impacto ambiental. No processo, o fundo do rio é muito revolvido e suas águas ficam turvas. Com isso, diminui a passagem de luz e a fotossíntese de algas e plantas é dificultada, afetando a cadeia alimentar. Levada pela correnteza, a areia revolvida se acumula em outros pontos do rio, diminuindo seu leito e prejudicando os peixes. Com o uso de mercúrio para separar os fragmentos menores de ouro, o problema se agrava: parte dele é perdida na água e absorvida pelos seres vivos, contaminando toda a cadeia alimentar até o ser humano. Ao aquecer o mercúrio para separá-lo do ouro, o garimpeiro se contamina por respirar os gases produzidos (os quais também se disseminam na atmosfera).*

Ouro (Au)

Na natureza, o ouro pode ser encontrado misturado na areia do quartzo, incrustado no quartzo ou, ainda, livre na forma de grãos, chamados **pepitas**.

Quando misturado à areia (ganga), ele é separado por meio de **levigação**. Nesse processo, a água arrasta as partículas de areia, menos densas, deixando depositados os grãos de ouro, mais densos, no fundo do recipiente (bateia).

Zig Koch/Olhar Imagem

Separação do ouro por levigação, processo que gera impacto ambiental e envolve riscos ao ser humano.

O ouro é um metal amarelo, brilhante, e suas principais características são:

- **maleabilidade** — podem-se obter lâminas finas, com espessura menor que 0,0002 mm;
- **ductibilidade** — com 1,0 grama de ouro pode-se obter um fio de 3,5 km.

Esse metal é muito utilizado na produção de joias, em ligas com prata (Ag) e cobre (Cu) e, ainda, em contatos elétricos, placas de computadores e circuitos elétricos em geral.

Prata (Ag)

Em algumas minas na América do Sul e no Canadá, a prata é encontrada livre. É um metal mole, maleável e dúctil, sendo o melhor condutor de calor e eletricidade que se conhece.

Normalmente, a prata é utilizada na forma de ligas, principalmente com cobre, e é usada também para o revestimento de outros metais menos nobres com a finalidade de torná-los mais resistentes à corrosão ou apenas mais bonitos.

Apesar de pouco reativa, a prata pode se oxidar quando em contato com o gás sulfídrico, o que provoca seu escurecimento devido à formação de sulfeto de prata (Ag_2S). A reação que escurece a prata pode ser representada por:

$$4\ Ag\ (s) + 2\ H_2S\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ Ag_2S\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$$

Ken Lucas/Getty Images

Prata nativa.

DEA Picture Library/DeAgostini/Getty Images

Bandeja de prata.

Maximilian Stock Ltd./SPL/LatinStock

Lingotes de prata.

Platina (Pt)

A platina é encontrada livre, na forma de pepitas.

Na indústria, é utilizada na fabricação de peças resistentes à corrosão, como eletrodos, e na produção de catalisadores, pois acelera algumas reações, como a transformação de óleos vegetais em margarinas.

DEA/R. Appiani/DeAgostini/Getty Images

Platina nativa.

Água-régia

Dos metais conhecidos, quatro são resistentes ao ácido nítrico (HNO_3): ouro (Au), platina (Pt), ródio (Rh) e irídio (Ir) e, por isso, são denominados **metais nobres**.

No entanto, desde o século XIV, os alquimistas já sabiam que a mistura de ácido nítrico e ácido clorídrico, na proporção de 1 : 3, poderia atacar qualquer metal nobre.

Essa mistura é conhecida como **água-régia**.

A reação entre a platina e a água-régia pode ser representada por:

$$3\ Pt + 4\ NO_3^- + 18\ C\ell^- + 16\ H^+ \longrightarrow 3\ [Pt(C\ell)_6]^{2-} + 4\ NO + 8\ H_2O$$

Cobre (Cu)

O cobre é encontrado livre na natureza na forma de pepitas. Foi o primeiro metal utilizado pelo ser humano, tanto puro como na forma de ligas, sendo as principais delas o bronze (Cu + Sn) e o latão (Cu + Zn).

É um metal de cor avermelhada, dúctil, maleável e tenaz, ou seja, que apresenta grande resistência a choques mecânicos. É, ainda, um excelente condutor de calor e eletricidade e, quando exposto ao ar seco, praticamente não se altera. Na presença de ar úmido e gás carbônico, ocorre a formação de uma camada esverdeada de carbonato de cobre II ($CuCO_3$), conhecida por **azinhavre**. Essa reação pode ser representada por:

$$2\ Cu\ (s) + O_2\ (g) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow Cu(OH)_2\ (s)$$

$$Cu(OH)_2\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow CuCO_3\ (s) + H_2O\ (\ell)$$

A principal aplicação do cobre é na fabricação de fios e cabos elétricos e também de aparelhos industriais, como caldeiras e aparelhos de destilação.

Erich Lessing/Album Art/LatinStock

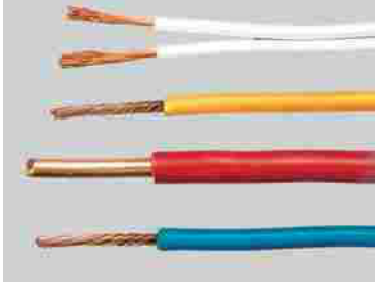
Lâmina de machado cerimonial de cobre, feita na região do atual Afeganistão, por volta de 2000 a.C., recoberta por uma camada de azinhavre.

Tom Kinsbergen/SPL/LatinStock

Pesos para balanças feitos de latão.

Ricardo Azoury/Pulsar Imagens

Aparelho de destilação antigo, chamado alambique, feito de cobre.


Eduardo Santaliestra

Fios de cobre.

Mercúrio (Hg)

Às vezes, o mercúrio é encontrado livre em interstícios de rochas.

É o único metal líquido à temperatura ambiente, e sua aplicação mais comum é na fabricação de termômetros.

Uma das características mais notáveis do mercúrio é a sua capacidade de dissolver outros metais, originando ligas líquidas, chamadas **amálgamas**, ou, ainda, sólidas. Atualmente, é também utilizado para dissolver urânio (U), empregado em reações nucleares.

Nos garimpos de aluvião, o mercúrio é utilizado para dissolver o ouro. Em seguida, o amálgama formado é aquecido, e o mercúrio evapora, restando o ouro. Esse processo é muito perigoso, pois o mercúrio é altamente tóxico e pode ser introduzido no organismo através da respiração. (Reveja o boxe da página 394.)

Martin F. Chillmaid/SPL/Latinstock

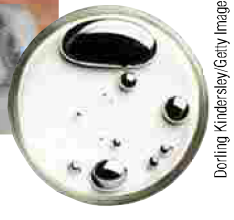
Termômetro de mercúrio.

O amálgama de mercúrio, utilizado para o preenchimento de cavidades dentárias, é uma mistura formada por Hg (50 a 55%), Ag (23 a 35%), Sn (1 a 15%), Zn (1 a 20%) e Cu (5 a 20%).

Apesar de o mercúrio ser muito tóxico, a amalgamação com metais sólidos diminui a sua volatilidade, tornando sua toxicidade menor que a do mercúrio líquido.

Rita Barreto

Amálgama dentário.


Dorling Kindersley/Getty Images

Mercúrio: metal líquido.

> *O mercúrio ainda é utilizado em termômetros tradicionais, como o da foto. Porém, é altamente tóxico se liberado no ambiente, por exemplo, com a quebra do aparelho. Por isso, a OMS (Organização Mundial da Saúde) tem recomendado sua substituição por outros modelos, como o digital ou os que utilizam substâncias menos nocivas. Entretanto, o preço mais acessível do termômetro de mercúrio ainda é um complicador para essa substituição.*

OBTENÇÃO DE METAIS POR OXIRREDUÇÃO

Muitos dos metais que utilizamos no dia a dia são obtidos a partir de seus minérios por meio de um processo chamado, genericamente, **metalurgia**. Na metalurgia, são utilizadas várias reações de oxirredução, sendo uma delas a **ustulação**, que consiste no aquecimento de sulfetos metálicos na presença de oxigênio (O_2), produzindo o metal na sua forma elementar e, ainda, dióxido de enxofre (SO_2).

Genericamente, essa reação pode ser representada por:

$$\underset{\text{sulfeto metálico}}{MS} + O_2 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{metal}}{M} + \underset{\text{dióxido de enxofre}}{SO_2}$$

Veja, a seguir, o nome e a fórmula de alguns sulfetos metálicos e os respectivos metais obtidos por meio da ustulação.

MINÉRIO			
Nome	**Fórmula**		**METAL OBTIDO**
argentita	Ag_2S		prata (Ag)
cinábrio	HgS		mercúrio (Hg)
calcosita	Cu_2S	ustulação →	cobre (Cu)
calcopirita	$FeS \cdot Cu_2S$		cobre e ferro (Cu e Fe)
galena	PbS		chumbo (Pb)
blenda*	ZnS		zinco (Zn)

* Na ustulação da blenda, obtém-se inicialmente monóxido de zinco (ZnO), que, a seguir, reage com carvão, produzindo zinco (Zn).

Para se obter um metal através da ustulação, utiliza-se sempre o sulfeto desse mesmo metal; porém, nem todos os minérios são sulfetos. Então, além da ustulação, usam-se outros processos para a obtenção de metais que também envolvem reações de oxirredução.

Ferro (Fe)

Os principais minérios de ferro são:

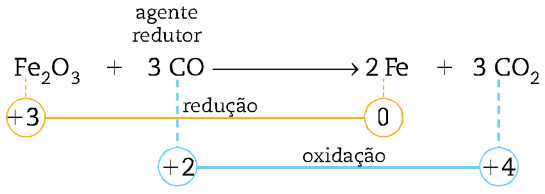
- magnetita (pedra-ímã natural), Fe_3O_4;
- hematita, Fe_2O_3;
- limonita, $2\ Fe_2O_3 \cdot 3\ H_2O$;
- siderita, $FeCO_3$;
- pirita ("ouro dos tolos"), FeS_2.

Entre esses minérios, o mais utilizado para a obtenção do ferro é a hematita, e o processo mais empregado é o alto-forno. Nesse processo, deve-se inicialmente carregar o alto-forno com carvão-coque, que, através da combustão, irá aquecer o alto-forno antes de ele receber sucessivas camadas de minério.

O material que irá sofrer combustão é lançado no alto-forno pela parte superior e consiste em uma mistura formada por hematita, Fe_2O_3, carvão-coque, C, e calcário, $CaCO_3$, que tem a propriedade de diminuir a temperatura de fusão do minério. Uma corrente de ar quente é injetada na parte inferior, o que favorece a combustão do carvão-coque:

$$2\ C + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2\ CO$$

À medida que o monóxido de carbono, CO, se forma, ele reage com a hematita, Fe_2O_3, reduzindo-a. Dizemos, então, que o CO é o agente redutor do minério de ferro, e essa reação pode ser representada pela equação:



Durante a operação do alto-forno, na parte inferior formam-se duas camadas líquidas, com densidades diferentes:

1. A camada menos densa é a **escória**, constituída por várias impurezas e por metassilicato de cálcio, $CaSiO_3$, formado quando o calcário reage com a sílica (impureza do minério).

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$
$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$$

2. A camada mais densa é formada por **ferro** e contém uma pequena quantidade de carbono.

Essas duas fases são retiradas por condutos separados.

O ferro obtido diretamente do alto-forno é denominado **ferro-gusa** e contém de 2 a 5% de carbono. Para a fabricação do aço, que é uma liga contendo de 0,1 a 1,7% de carbono, o ferro-gusa deve ser purificado, ou seja, deve-se diminuir o seu teor de carbono.

Existem várias técnicas que possibilitam a purificação do ferro-gusa. Uma delas consiste em injetar gás oxigênio, O_2, puro, a altas pressões, no interior do alto-forno. Desse modo, o carbono é transformado em gás carbônico, CO_2, que se desprende.

Quando todo o carbono e as outras impurezas são removidos, obtém-se o **ferro-doce**, que é praticamente puro (≈ 100%).

O quadro a seguir nos mostra a composição, a propriedade e o uso de alguns tipos de aço.

Tipo de aço	Composição	Propriedade	Uso
inox	73% Fe, 18% Cr, 8% Ni, 1% C	resistência à corrosão	faqueiros, panelas
tungstênio	94% Fe, 5% W, 1% C	dureza extrema	ferramentas de corte
manganês	86% Fe, 13% Mn, 1% C	dureza	trilhos

A escória, $CaSiO_3$, pode ser usada na fabricação de cimento, que é uma mistura de silicatos e aluminatos anidros. Quando recebe a adição de água, essa mistura forma uma pasta, possibilitando a ocorrência de reações químicas que produzem compostos hidratados e formam uma massa rígida.

> *O tipo de cimento usado atualmente é chamado* portland. *O nome foi dado por seu inventor, Joseph Aspdin, no século XVIII, porque o material era semelhante, em cor e resistência, à pedra calcária de Portland (Inglaterra), muito usada em construções.*

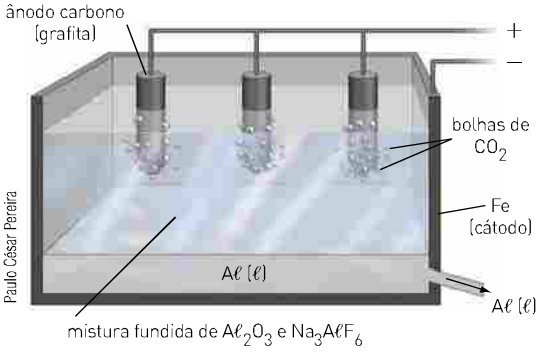
Ricardo Azoury/Pulsar Imagens

A transformação da hematita em ferro ocorre nos altos-fornos, como o da Companhia Siderúrgica Nacional (Volta Redonda, RJ), mostrado na fotografia de 2008.

> *O trabalho nos processos siderúrgicos em geral e nos altos-fornos, como o que você vê na foto, envolve alto grau de insalubridade. Leia mais sobre isso no fim deste capítulo, no boxe* ***Química e saúde.***

Alumínio (Aℓ)

O minério de alumínio mais comum é a **bauxita**, $A\ell_2O_3 \cdot x\ H_2O$ ou, simplesmente, $A\ell_2O_3$. Para sua produção é utilizado, principalmente, o processo de Hall, inventado e patenteado pelo engenheiro norte-americano Charles M. Hall (1863-1914), em 1886. Esse processo baseia-se na eletroquímica e consiste em fazer a eletrólise ígnea da bauxita, $A\ell_2O_3$, na presença da criolita, $Na_3A\ell F_6$, que atua como fundente. A cuba eletrolítica apresenta o cátodo de ferro e o ânodo de carbono (grafita), e eles são mergulhados na mistura fundida ($A\ell_2O_3 + Na_3A\ell F_6$).



As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:

$$A\ell_2O_3 \xrightarrow{\Delta} 2\ A\ell^{3+} + 3\ O^{2-}$$

cátodo (redução): $2\ A\ell^{3+} + 6\ e^- \longrightarrow 2\ A\ell$

ânodo (oxidação): $3\ O^{2-} \longrightarrow \frac{3}{2}\ O_2 + 6\ e^-$

À medida que o oxigênio se forma, ele reage com o carbono do ânodo, produzindo gás carbônico, CO_2:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

O alumínio é um metal muito utilizado em estruturas devido a sua alta resistência, baixa densidade e baixa corrosividade.

Quando exposto ao ar, o alumínio reage com o oxigênio formando uma película fina de $A\ell_2O_3$. Essa película fica aderida ao alumínio, impedindo a continuação da oxidação.

Ele ainda faz parte de várias ligas, sendo a mais conhecida o **duralumínio**, constituída por 95% de alumínio e 5% de cobre, manganês e prata e que possui extrema maleabilidade, ductibilidade e tenacidade.

Sódio (Na)

O processo utilizado para sua produção é a eletrólise ígnea do cloreto de sódio, que é o sal mais comumente encontrado na água do mar.

$$\cancel{2\ NaC\ell} \xrightarrow{\Delta} 2\ Na^+ + 2\ C\ell^-$$

cátodo (redução): $2\ Na^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Na$

ânodo (oxidação): $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

reação global: $2\ NaC\ell\ (\ell) \xrightarrow{\Delta} 2\ Na\ (s) + C\ell_2\ (g)$

O sódio, assim como os demais metais alcalinos, é extremamente reativo. Deve ser guardado em frascos com querosene, pois reage facilmente com o oxigênio do ar, originando óxido de sódio.

$$2\ Na\ (s) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow Na_2O\ (s)$$

Richard Megna/Fundamental Photographs

O sódio, um metal mole, é facilmente cortado.

O sódio reage também com a água. Essa reação é extremamente violenta, podendo até ser explosiva:

$$2\ Na\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow 2\ NaOH\ (aq) + H_2\ (g)$$

Thales Trigo

O sódio reage violentamente com a água, liberando gás hidrogênio.

Magnésio (Mg)

Na água do mar encontramos o magnésio formando sais, como o cloreto de magnésio ($MgC\ell_2$) e o sulfato de magnésio ($MgSO_4$). Os minerais mais comumente encontrados que contêm magnésio são a magnesita ($MgCO_3$) e a dolomita ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$).

A obtenção industrial do magnésio é feita pela eletrólise ígnea do cloreto de magnésio:

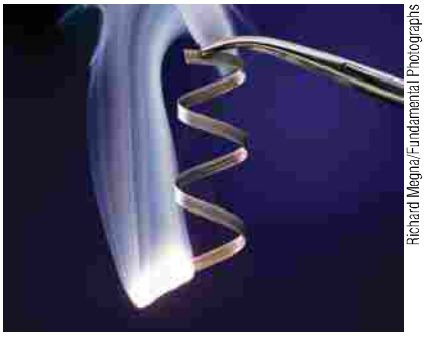
$$\cancel{2\ MgC\ell_2}\ (\ell) \xrightarrow{\Delta} Mg^{2+} + 2\ C\ell^-$$

cátodo (redução): $Mg^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Mg$

ânodo (oxidação): $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

reação global: $MgC\ell_2\ (\ell) \xrightarrow{\Delta} Mg\ (s) + C\ell_2\ (g)$

O magnésio é um metal de baixa densidade que, quando exposto ao ar, se altera muito pouco, pois se cobre com uma fina película de óxido que o protege contra oxidação posterior.


Richard Megna/Fundamental Photographs

A queima de uma fita de magnésio emite uma grande quantidade de luz, sendo uma reação extremamente exotérmica.

OBTENÇÃO DE AMETAIS

Os ametais que podem ser encontrados livres na natureza são:

- carbono (C) na forma de carvão, grafita, diamante;
- nitrogênio (N) na forma de gás nitrogênio (N_2 = 78% em volume do ar);
- oxigênio (O) na forma de gás oxigênio (O_2 = 21% em volume do ar) e gás ozônio (O_3);
- enxofre (S), na forma mais comum de enxofre rômbico (sólido amarelo).

Entre os ametais restantes, alguns são obtidos industrialmente através de processos eletrolíticos.

Halogênios

Nas condições ambientes, temos:

- flúor (F_2), gás amarelo-pálido;
- cloro ($C\ell_2$), gás esverdeado;
- bromo (Br_2), líquido vermelho;
- iodo (I_2), sólido violeta.

Os halogênios no estado gasoso têm um odor muito forte, e sua aspiração, mesmo em pequenas quantidades, provoca uma forte irritação nas vias respiratórias e consequente inflamação das mucosas.

Yoav Levy/Glow Images

Frascos contendo, respectivamente, $C\ell_2$, Br_2 e I_2 vaporizados (e não nas condições ambientes).

O minério em que mais comumente se encontra o flúor 1 é a fluorita (CaF_2), mas a obtenção do F_2 (g) é feita pela eletrólise do ácido fluorídrico (HF) no estado líquido, na presença de fluoreto de potássio (KF) fundido. As semirreações que ocorrem nesse processo são:

cátodo (redução): $2\ H^+ + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow H_2\ (g)$

ânodo (oxidação): $2\ F^- \longrightarrow F_2\ (g) + \cancel{2\ e^-}$

reação global: $2\ HF\ (\ell) \xrightarrow{\Delta} H_2\ (g) + F_2\ (g)$

A obtenção industrial do cloro ($C\ell_2$) é feita por meio da eletrólise do cloreto de sódio ($NaC\ell$) e do cloreto de magnésio ($MgC\ell_2$) fundidos. Em laboratório podemos obter $C\ell_2$ pela reação de ácido clorídrico ($HC\ell$) com dióxido de manganês (MnO_2):

$$MnO_2 + 4\ HC\ell \longrightarrow MnC\ell_2 + C\ell_2 + 2\ H_2O$$

O bromo e o iodo podem ser obtidos de maneira semelhante, bastando substituir o $HC\ell$ (aq) por ácido bromídrico (HBr) ou ácido iodídrico (HI) aquosos. Outro método para a obtenção de Br_2 e I_2 são as reações de deslocamento, nas quais se pode utilizar, por exemplo, o cloro no estado gasoso por apresentar maior potencial de redução:

- obtenção do Br_2:

$$C\ell_2\ (g) + 2\ NaBr\ (aq) \longrightarrow 2\ NaC\ell\ (aq) + Br_2\ (\ell)$$

Essa reação pode ser representada na forma iônica:

$$C\ell_2\ (g) + 2\ Br^-\ (aq) \longrightarrow 2\ C\ell^-\ (aq) + Br_2\ (\ell)$$

- obtenção do I_2: $C\ell_2\ (g) + 2\ I^-\ (aq) \longrightarrow 2\ C\ell^-\ (aq) + I_2\ (s)$

Entre os halogênios, o cloro é o de maior aplicação em diferentes indústrias, apresentando também maior produção e consumo, o que o torna um dos produtos mais importantes na indústria química, junto com o ácido sulfúrico, a amônia e a soda.

> *Nas condições ambientes, o cloro ($C\ell_2$) é um gás. Por isso, ao lermos a propaganda "vende-se cloro líquido" — muito comum em lojas de materiais para piscina —, devemos entender que o produto anunciado é o cloro gasoso dissolvido em água.*
>
> *Essa solução de cloro também é utilizada na produção de desinfetantes domésticos, que podem ser usados como alvejantes.*
>
> *Outro exemplo de nome comercial é "cloro sólido", denominação dada aos sais hipoclorito de sódio ($NaC\ell O$) e hipoclorito de cálcio ($Ca(C\ell O)_2$).*
>
> *Tanto no chamado "cloro líquido" como no "cloro sólido", o agente bactericida e alvejante é o hipoclorito ($C\ell O^-$).*

Exercícios fundamentais

1. Entre os metais: Na, Ag, Ca, Cu, Fe, Au, Pt, Aℓ, Sn e Zn, quais são encontrados no estado natural (livres na natureza)?

2. A ustulação pode ser representada pela seguinte equação genérica:

$$\underset{\text{sulfeto do metal M}}{MS} + O_2 \longrightarrow M + \underset{\text{metal}}{SO_2}$$

Copie e complete as reações a seguir e faça o seu balanceamento:

I. $HgS + O_2 \longrightarrow$ II. $Ag_2S + O_2 \longrightarrow$ III. $PbS + O_2 \longrightarrow$ IV. $Cu_2S + O_2 \longrightarrow$

3. A equação global que ocorre no alto-forno durante a produção de ferro é:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 2\ X + 3\ Y$$

Escreva a fórmula de *X* e de *Y*.

4. Escreva as fórmulas da hematita e da bauxita.

5. Faça a associação correta:

(I) Duralumínio	(A) Cu + Zn
(II) Bronze	(B) Fe + C
(III) Latão	(C) Cu + Sn
(IV) Aço	(D) Aℓ + Cu

6. O cloro ($C\ell_2$) é um gás esverdeado em temperatura ambiente. Quando borbulhado em água, origina ácido clorídrico e ácido hipocloroso. Escreva a equação que representa essa reação.

Testando seu conhecimento

1. (Fuvest-SP) Em um bate-papo na Internet, cinco estudantes de química decidiram não revelar seus nomes, mas apenas as duas primeiras letras, por meio de símbolos de elementos químicos. Nas mensagens, descreveram algumas características desses elementos.

- É produzido, a partir da bauxita, por um processo que consome muita energia elétrica. Entretanto, parte do que é produzido, após utilização, é reciclada.
- É o principal constituinte do aço. Reage com água e oxigênio, formando um óxido hidratado.
- É o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre. Na forma de óxido, está presente na areia. É empregado em componentes de computadores.
- Reage com água, desprendendo hidrogênio. Combina-se com cloro, formando o principal constituinte do sal de cozinha.
- Na forma de cátion, compõe o mármore e a cal.

Os nomes dos estudantes, na ordem em que estão apresentadas as mensagens, podem ser:

a) Silvana, Carlos, Alberto, Nair, Fernando.
b) Alberto, Fernando, Silvana, Nair, Carlos.
c) Silvana, Carlos, Alberto, Fernando, Nair.
d) Nair, Alberto, Fernando, Silvana, Carlos.
e) Alberto, Fernando, Silvana, Carlos, Nair.

2. (PUC-SP) Os metais são conhecidos pela sua maleabilidade e ductilidade, por serem bons condutores térmicos e elétricos e apresentarem brilho característico. Propriedades mais específicas de alguns metais são descritas a seguir.

O metal I é líquido à temperatura ambiente e dissolve diversos outros metais, formando amálgamas que apresentam larga aplicação.

O metal II apresenta temperatura de fusão de 98 °C, é mole e reage violentamente com a água, liberando grande quantidade de energia.

O metal III é certamente o metal mais utilizado no mundo, sendo o principal constituinte das ligas metálicas conhecidas genericamente como aço.

O metal IV tem bastante aplicação na indústria civil e de embalagens. Além de pouco denso, tem a vantagem de ser coberto por uma fina camada de óxido que dificulta a sua corrosão pelo oxigênio.

Os metais I, II, III e IV são, respectivamente,

a) mercúrio, ouro, cobre e titânio.
b) césio, potássio, prata e alumínio.
c) mercúrio, sódio, ferro e alumínio.
d) mercúrio, sódio, cobre e estanho.
e) gálio, ouro, ferro e alumínio.

3. (Enem-MEC) Eu também podia decompor a água, se fosse salgada ou acidulada, usando a pilha de Daniell como fonte de força. Lembro o prazer extraordinário que sentia ao decompor um pouco de água em uma taça para ovos quentes, vendo-a separar-se em seus elementos, o oxigênio em um eletrodo, o hidrogênio no outro. A eletricidade de uma pilha de 1 volt parecia tão fraca, e, no entanto, podia ser suficiente para desfazer um composto químico, a água...

SACKS, O. *Tio Tungstênio:* memórias de uma infância química. São Paulo: Cia. das Letras, 2002.

O fragmento do romance de Oliver Sacks relata a separação dos elementos que compõem a água. O princípio do método apresentado é utilizado industrialmente na:

a) obtenção de ouro a partir de pepitas.
b) obtenção de calcário a partir de rochas.
c) obtenção de alumínio a partir da bauxita.
d) obtenção de ferro a partir de seus óxidos.
e) obtenção de amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio.

4. (ITA-SP) Qual das opções a seguir contém a equação que representa a produção de ferro num alto-forno convencional alimentado com hematita e coque?

a) $FeS\,(c) + H_2\,(g) \longrightarrow Fe\,(c) + H_2S\,(g)$
b) $Fe_2O_3\,(c) + 2\,A\ell\,(c) \longrightarrow 2\,Fe\,(c) + A\ell_2O_3\,(c)$
c) $Fe_3O_4\,(c) + 4\,H_2\,(g) \longrightarrow 3\,Fe\,(c) + 4\,H_2O\,(g)$
d) $Fe_2O_3\,(c) + 3\,CO\,(g) \longrightarrow 2\,Fe\,(c) + 3\,CO_2\,(g)$
e) $4\,FeS\,(c) + 2\,CO\,(g) \longrightarrow 4\,Fe\,(c) + 2\,CS_2\,(g) + O_2\,(g)$

5. Qual das substâncias abaixo é o redutor na produção do ferro?

a) H_2O **b)** CO_2 **c)** CO **d)** NO **e)** CH_4

6. (Fuvest-SP) O alumínio é produzido a partir do minério bauxita, do qual é separado o óxido de alumínio que, em seguida, junto a um fundente, é submetido à eletrólise. A bauxita contém cerca de 50%, em massa, de óxido de alumínio. De modo geral, desde que o custo da energia elétrica seja o mesmo, as indústrias de alumínio procuram se estabelecer próximas a:

a) zonas litorâneas, pela necessidade de grandes quantidades de salmoura para a eletrólise.

b) centros consumidores de alumínio, para evitar o transporte de material muito dúctil e maleável e, portanto, facilmente deformável.

c) grandes reservatórios de água, necessária para separar o óxido de alumínio da bauxita.

d) zonas rurais, onde a chuva ácida, que corrói o alumínio, é menos frequente.

e) jazidas de bauxita, para não se ter de transportar a parte do minério (mais de 50%) que não resulta em alumínio.

7. (FEI-SP) O alumínio é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da alumina ($A\ell_2O_3$). Indique a alternativa falsa:

a) O íon alumínio sofre redução.

b) O gás oxigênio é liberado no ânodo.

c) O alumínio é produzido no cátodo.

d) O metal alumínio é agente oxidante.

e) O íon O^{-2} sofre oxidação.

8. (UFF-RJ) As superfícies de alumínio, recentemente preparadas, reagem com o oxigênio para formar uma camada de óxido que protege o material de posterior corrosão.

A reação pode ser representada por:

$$A\ell\ (s) + O_2\ (g) \rightleftharpoons A\ell_2O_3\ (s)$$

a) Escreva a equação balanceada para a reação apresentada.

b) Calcule quantos gramas de oxigênio serão necessários para reagir com 0,30 mol de alumínio.

c) Calcule quantos gramas de óxido de alumínio poderão ser produzidos quando 12,50 g de oxigênio reagirem completamente com o alumínio.

(Massas atômicas: $A\ell = 27$; $O = 16$.)

9. (UnB/PAS-DF) A siderurgia, que visa à obtenção do ferro metálico a partir de seus minérios, utiliza altos-fornos, nos quais se despeja uma mistura de coque (carvão com alto teor de carbono), minério de ferro e calcário ($CaCO_3$). A combustão do coque produz CO, que reage com o minério de ferro. O calcário sofre decomposição e produz CaO, o qual reage com as impurezas do minério. O ferro que sai do alto-forno — ferro-gusa —, após um processo de purificação, passa a ter cerca de 1,5% de carbono, quando então é chamado de aço. Com o auxílio dessas informações, julgue os seguintes itens:

a) O minério de ferro usado na siderurgia apresenta propriedades físicas cujos valores são constantes.

b) As equações abaixo representam, de forma simplificada, a obtenção do ferro em um alto-forno siderúrgico.

$$2\ C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO\ (g)\quad Fe_2O_3\ (s) + 3\ CO\ (g) \longrightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ CO_2\ (g)$$

c) Na reação da hematita com o monóxido de carbono, este exerce o papel de agente oxidante.

d) O aço é uma liga.

10. (Fuvest-SP) Em seu livro de contos *O sistema periódico*, o escritor italiano Primo Levi descreve características de elementos químicos e as relaciona a fatos de sua vida. Dois trechos desse livro são destacados a seguir:

(I) "(Este metal) é mole como a cera e reage com a água onde flutua (um metal que flutua!), dançando freneticamente e produzindo hidrogênio."

(II) "(Este outro) é um elemento singular: é o único capaz de ligar-se a si mesmo em longas cadeias estáveis, sem grande desperdício de energia, e para a vida sobre a Terra (a única que conhecemos até o momento) são necessárias exatamente as longas cadeias. Por isso, ... é o elemento-chave da substância viva."

O metal e o elemento referidos nos trechos (I) e (II) são, respectivamente,

a) mercúrio e oxigênio.

b) cobre e carbono.

c) alumínio e silício.

d) sódio e carbono.

e) potássio e oxigênio.

11. (PUC-MG) Com relação à eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de potássio, feita com eletrodos inertes, indique a afirmativa correta:

a) Há liberação de gás hidrogênio no cátodo.

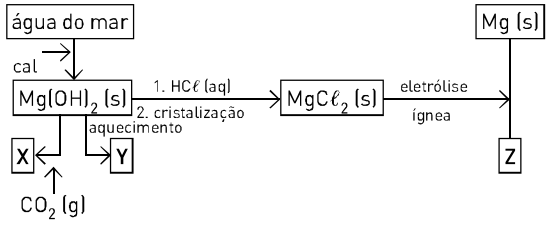
b) Há liberação de gás oxigênio no ânodo.

c) Forma-se ácido clorídrico.

d) A solução aquosa torna-se ácida, ficando incolor em presença do indicador fenolftaleína.

e) $2\ KC\ell + 4\ H_2O \longrightarrow 2\ HC\ell + 2\ KOH + O_2 + 2\ H_2$ é a equação global da eletrólise.

12. (Fuvest-SP) Magnésio e seus compostos podem ser produzidos a partir da água do mar, como mostra o esquema a seguir:



a) Identifique *X*, *Y* e *Z*, dando suas respectivas fórmulas.

b) Escreva a equação que representa a formação do composto *X* a partir do $Mg(OH)_2$ (s). Esta equação é de uma reação de oxirredução? Justifique.

13. (Vunesp-SP) Em qual das reações seguintes é produzido um gás esverdeado, oxidante e mais denso que o ar?

a) $C_2H_6 + \frac{7}{2} O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

b) $N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$

c) $2\ Na + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2$

d) $2\ KC\ell O_3 \longrightarrow 2\ KC\ell + 3\ O_2$

e) $MnO_2 + 4\ HC\ell \longrightarrow MnC\ell_2 + 2\ H_2O + C\ell_2$

14. (Fuvest-SP) Quando se classificam elementos químicos utilizando-se como critério o estado de agregação sob 1 atm e 25 °C, devem pertencer a uma mesma classe os elementos:

a) cloro, mercúrio e iodo.
b) mercúrio, magnésio e argônio.
c) mercúrio, argônio e cloro.
d) cloro, enxofre e iodo.
e) iodo, enxofre e magnésio.

15. (Fuvest-SP) Para exemplificar elementos químicos que à temperatura ambiente (~25 °C) reagem com a água, pode-se citar:

a) prata e lítio.
b) lítio e cloro.
c) cloro e nitrogênio.
d) nitrogênio e carbono.
e) carbono e prata.

16. (UnB-DF) O cobre, devido à sua baixa tendência à oxidação, é empregado na fabricação de tubulações para água quente, de utensílios domésticos, de moedas e de inúmeras ligas metálicas, entre as quais destacam-se o latão (cobre e zinco) e o bronze (cobre e estanho). No entanto, não é utilizado em embalagens de alimentos, pois, quando exposto ao ar úmido contendo gás carbônico, o cobre lentamente se oxida, ficando coberto por uma camada esverdeada, o azinhavre, cuja composição é uma mistura de $CuCO_3$ e $Cu(OH)_2$. Considerando essas informações, julgue os itens a seguir.

a) O cobre, a que se refere o texto, é uma substância simples.

b) No latão e no bronze, as ligações entre os átomos são covalentes, o que explica suas baixas tendências à oxidação.

c) O azinhavre contém as substâncias cobre (metal), água (umidade) e gás carbônico.

d) No carbonato de cobre e no hidróxido de cobre, o estado de oxidação do cobre é o mesmo.

e) A água presente no ar é um catalisador para a reação de oxidação do cobre.

Aprofundando seu conhecimento

1. (Fuvest-SP) A exploração econômica de alumínio, carvão, ferro e ouro é feita pela retirada de depósitos naturais, seguida de processamento para purificação. Por já se apresentarem isolados na natureza, não é necessário fazer transformações químicas na fase de purificação de:

a) alumínio e ouro.
b) carvão e ouro.
c) ferro e ouro.
d) alumínio e ferro.
e) carvão e ferro.

2. (UFS-SE) Considere os processos de obtenção de alumínio a partir da alumina ($A\ell_2O_3$) e de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3). Ambos:

I. envolvem oxirredução
II. utilizam eletrólise
III. requerem utilização de energia

É correto afirmar somente:

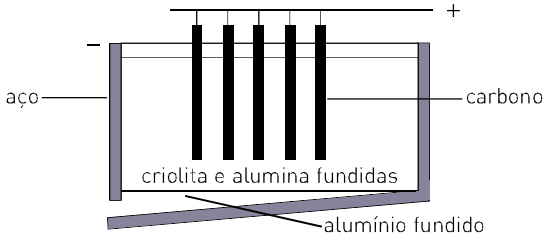
a) I **b)** II **c)** III **d)** I e II **e)** I e III

3. (PUCCamp-SP) A hematita é um óxido natural, matéria-prima para a obtenção do aço. Dentre as seguintes fórmulas, qual corresponde à hematita?

a) FeS_2 **b)** SnO_2 **c)** Fe_2O_3 **d)** MnO_2 **e)** $A\ell_2O_3$

4. (Fuvest-SP) Dê a fórmula e o nome de um minério de ferro. Represente por meio de equações químicas a obtenção do metal a partir do minério citado.

5. (UFPR) O elemento químico alumínio é o terceiro mais abundante na Terra, depois do oxigênio e do silício. A fonte comercial do alumínio é a bauxita, um minério que, por desidratação, produz a alumina, $A\ell_2O_3$. O alumínio metálico pode então ser obtido pela passagem de corrente elétrica através da alumina fundida, processo que, devido ao seu elevado ponto de fusão (2 050 °C), requer um considerável consumo de energia. Acrescente-se ainda o alto custo envolvido na extração do alumínio de seu óxido e tem-se um processo energeticamente muito dispendioso. Somente a partir de 1886, quando Charles Hall descobriu que a mistura de alumina com criolita ($Na_3A\ell F_6$) fundia a 950 °C, o que tornava o processo de obtenção de alumínio menos dispendioso, foi possível a utilização desse elemento em maior escala.



A figura acima representa o dispositivo empregado para a extração do alumínio pela passagem de corrente elétrica.

As semirreações que ocorrem são:

I. $A\ell^{3+}$ (fund) + 3 e^- ⟶ $A\ell$ (líq)

II. 2 O^{2-} (fund) + C (s) ⟶ CO_2 (g) + 4 e^-

(Massa molar: $A\ell$ = 27,0 g.)

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

a) A fusão dos minérios é necessária para permitir o deslocamento dos íons para os respectivos eletrodos.

b) A reação II indica que o cátodo é consumido durante o processo.

c) A redução do alumínio ocorre no eletrodo de aço.

d) O processo de obtenção do alumínio metálico é uma eletrólise.

e) A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros na reação total de obtenção do alumínio é 20.

f) A produção de uma lata de refrigerante (13,5 g de alumínio) absorve 0,500 mol de elétrons.

6. (Fuvest-SP) Industrialmente, alumínio é obtido a partir da bauxita. Esta é primeiro purificada, obtendo-se o óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$, que é, em seguida, misturado com um fundente e submetido a uma eletrólise ígnea, obtendo-se, então, o alumínio.

As principais impurezas da bauxita são: Fe_2O_3, que é um óxido básico, e SiO_2, que é um óxido ácido. Quanto ao $A\ell_2O_3$, trata-se de um óxido anfótero, isto é, de um óxido que reage tanto com ácidos quanto com bases.

a) Na primeira etapa de purificação da bauxita, ela é tratada com solução aquosa concentrada de hidróxido de sódio.
Neste tratamento, uma parte apreciável do óxido de alumínio solubiliza-se, formando $NaA\ell(OH)_4$.
Escreva a equação química balanceada que representa tal transformação.

b) Se a bauxita fosse tratada com solução aquosa concentrada de ácido clorídrico, quais óxidos seriam solubilizados? Justifique por meio de equações químicas balanceadas.

c) Na eletrólise do óxido de alumínio fundido, usam-se várias cubas eletrolíticas ligadas em série, através das quais passa uma corrente elétrica elevada. Se *n* cubas são ligadas em série e a corrente é I, qual deveria ser a corrente, caso fosse usada apenas uma cuba, para produzir a mesma quantidade de alumínio por dia? Justifique, com base nas leis da eletrólise.

7. (UFPA) O alumínio, uma raridade no século XIX, passou a ser um dos metais mais empregados no século XX. Entre as diversas formas de emprego, destaca-se a confecção de latas de cervejas e de refrigerantes. É extraído industrialmente por meio de eletrólise ígnea do minério bauxita ($A\ell_2O_3 \cdot x\ H_2O$) misturado com a criolita ($Na_3A\ell F_6$) fundida. A equação química simplificada representativa desse processo é:

$$A\ell_2O_3\ (s) + 3\ C\ (s) \longrightarrow 2\ A\ell\ (\ell) + 3\ CO\ (g)$$

O processo industrial de extração do alumínio consome grande quantidade de energia e, por isso, não é barato.

Na obtenção de 27 gramas desse metal, são consumidos 297 kJ de energia. Portanto, é bastante vantajoso recuperá-lo por reciclagem, uma vez que nesse processo são consumidos somente 26,1 kJ de energia para a obtenção dessa mesma massa do metal.

No último *Parafolia*, foram descartadas ao lixo milhares de latas de cervejas e de refrigerantes que, após recicladas, levaram à obtenção de 135 kg de alumínio metálico.

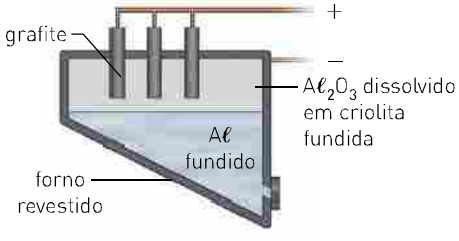
Analise as informações e responda:

a) Que quantidade de energia, $kJ \cdot mol^{-1}$, é economizada quando se obtém essa massa (135 kg) de alumínio por reciclagem, em vez de extraí-lo da bauxita?

b) É possível obter o alumínio metálico por meio da eletrólise de uma solução aquosa ácida contendo íons $A\ell^{3+}$, já que o potencial padrão de redução (E^0_{red}) do $A\ell^{3+}$ é igual a $-1{,}66$ V e do H^+ é igual a 0,00 V? Justifique.

c) Qual o número de oxidação do alumínio no óxido de alumínio?

8. (UFPE) No processo Hall para a obtenção de alumínio a partir de seu óxido purificado (esquematizado abaixo), bastões de grafite são ligados ao terminal positivo de uma ponte de corrente enquanto o recipiente é ligado ao terminal negativo. A eletrólise é feita numa mistura de criolita ($Na_3A\ell F_6$) e $A\ell_2O_3$.



Com base nesse esquema, podemos dizer que é correta:

I	II	
0	0	O alumínio possui densidade menor que a mistura líquida de criolita e $A\ell_2O_3$.
1	1	O alumínio é oxidado durante esse processo, pois o produto final é alumínio metálico.
2	2	A grafite funciona como ânodo e ali deve ocorrer a reação de oxidação.
3	3	A criolita é um composto covalente e, por isso, quando fundida, é um bom condutor de eletricidade.
4	4	2 700 kg de alumínio podem ser obtidos a partir de 7 500 kg de seu óxido.

9. (UEL-PR) O município de Poços de Caldas, localizado no sul do estado de Minas Gerais, é um importante centro turístico, mas tem, na produção do alumínio, extraído do mineral bauxita um outro suporte econômico. A paisagem faz parte dos atrativos turísticos da região, embora afetada atualmente pela mineração, que deixa o solo descoberto. Quando isso ocorre em floresta nativa, o desafio do retorno da paisagem é muito complicado.

O alumínio é obtido pela eletrólise ígnea de uma solução de óxido de alumínio puro ($A\ell_2O_3$), obtido da bauxita purificada, em criolita ($Na_3A\ell F_6$) fundida, mantendo a temperatura em aproximadamente 1 000 °C. Nessas condições, o óxido de alumínio se dissolve e a solução é boa condutora de eletricidade.

Durante a eletrólise, os elétrons migram do íon oxigênio para o íon alumínio.

Em relação ao método de obtenção do alumínio, são feitas as afirmações:

I. Na solução, o $A\ell_2O_3$ está totalmente na forma não dissociada.

II. Na solução, o $A\ell_2O_3$ é o soluto e o $Na_3A\ell F_6$ é o solvente.

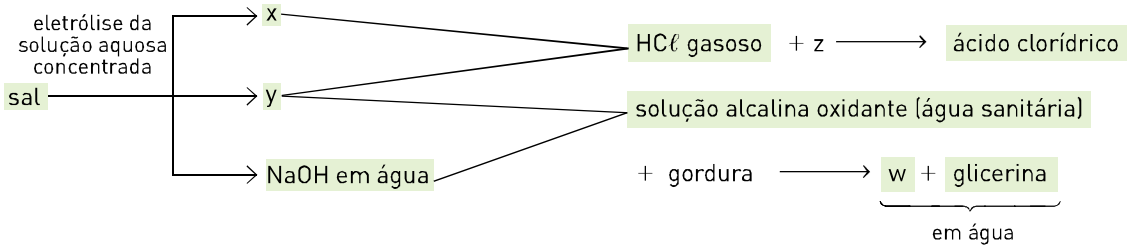
III. O alumínio é depositado no cátodo.

IV. A reação que ocorre no ânodo é a oxidação do O^{2-}.

Indique a alternativa que contém todas as afirmativas corretas:

a) I e II **b)** I e IV **c)** II e III **d)** I, III e IV **e)** II, III e IV

10. (Fuvest-SP) Da água do mar podem ser obtidas grandes quantidades de um sal que é a origem das seguintes transformações:



Nesse esquema, *x*, *y*, *z* e *w* representam:

	x	y	z	w
a)	oxigênio	cloro	hidrogênio	sabão
b)	sódio	oxigênio	dióxido de carbono	triglicerídeo
c)	hidrogênio	cloro	água	sabão
d)	cloro	hidrogênio	água	carboidrato
e)	hidrogênio	cloro	dióxido de carbono	triglicerídeo

11. (Fuvest-SP) O íon magnésio está presente na água do mar em quantidade apreciável. O íon Mg^{2+} é precipitado da água do mar como hidróxido, que é convertido a cloreto por tratamento com ácido clorídrico.

Após a evaporação da água, o cloreto de magnésio é fundido e submetido à eletrólise.

a) Escreva as equações de todas as reações que ocorrem.

b) Quais os produtos da eletrólise e seus estados físicos?

12. (ITA-SP) A obtenção do magnésio a partir da água do mar envolve três reações principais:

I. Precipitação do hidróxido de magnésio com cal extinta.

II. Conversão do hidróxido em cloreto de magnésio.

III. Eletrólise ígnea do cloreto de magnésio.

São dadas as seguintes equações químicas:

a) $MgC\ell_2 + CaO \longrightarrow MgO + CaC\ell_2$

b) $Mg^{++} + 2\ OH^- \longrightarrow Mg(OH)_2$

c) $MgO + C\ell_2 \longrightarrow MgC\ell_2 + \frac{1}{2}\ O_2$

d) $Mg(OH)_2 + 2\ HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + 2\ H_2O$

e) $MgC\ell_2 \longrightarrow Mg + C\ell_2$

f) $MgC\ell_2 \longrightarrow Mg^{++} + 2\ C\ell^-$

Quais as equações que melhor representam as três reações principais, na ordem dada?

13. (Fuvest-SP) É comum encontrar nas lojas de materiais para piscinas o anúncio: "Temos cloro líquido".

a) Há erro em tal anúncio? Explique.

b) Quando se obtém cloro por eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio, também se forma hidrogênio. Mostre como se formam o cloro e o hidrogênio nessa eletrólise.

14. (Fuvest-SP) Amostras dos gases nitrogênio, oxigênio e cloro foram recolhidas, não necessariamente nessa ordem, em recipientes rotulados *A*, *B* e *C*. Cada recipiente contém apenas um desses gases.

A fim de ilustrar algumas propriedades dessas substâncias, com cada recipiente foram feitas as seguintes experiências:

I. Introduziram-se raspas de ferro aquecidas ao rubro. Apenas nos recipientes *A* e *B* observaram-se transformações das raspas de ferro.

II. Cheiraram-se os conteúdos. O de *A*, assim como o de *C*, era inodoro. O de *B* provocou forte irritação na mucosa nasal.

a) Identifique os gases dos recipientes *A*, *B* e *C*. Justifique.

b) Escreva a equação balanceada da reação do conteúdo do recipiente *B* com o ferro.

15. (Fuvest-SP) Indique a afirmação incorreta sobre os elementos químicos cloro, bromo e iodo.

a) Os 3 elementos são halogênios.
b) Os 3 elementos são coloridos (cloro — verde; bromo — marrom; iodo — violeta).
c) Os 3 elementos têm o mesmo número de elétrons na camada externa.
d) Os 3 elementos reagem com metais alcalinos formando sais.
e) Os 3 elementos são líquidos à temperatura de 18 °C.

16. (UFBA) Entre suas características, o iodo (I_2) apresenta como propriedades químicas (a resposta é dada pela soma dos números associados aos itens corretos):

(01) brilho metálico.
(02) odor característico.
(04) vapores de tonalidade violeta.
(08) solubilidade em álcool.
(16) baixa solubilidade em água.
(32) não combustibilidade.

QUÍMICA E SAÚDE

Os riscos envolvidos na metalurgia

Os processos de obtenção de metais, seja diretamente da natureza seja por meio da metalurgia, envolvem riscos de graus variados, não apenas ambientais, mas também ao trabalhador que atua diretamente nesses processos. É o que se chama de insalubridade, que vai desde as condições ambientais inadequadas, como falta de ventilação, excesso de calor e excesso de barulho, passando pela fadiga por jornadas de trabalho excessivas, até as agressões diretas ao organismo, devido à inalação de poeiras, fumaça e vapores, além dos riscos de incêndios e explosões.

Os problemas ocasionados por esses metais e outros metais de interesse comercial são variados: o níquel provoca lesões cutâneas e dermatites; o cádmio afeta as vias respiratórias e os pulmões, levando a pneumonia, edemas pulmonares, enfisema pulmonar e câncer; o chumbo tem como porta de entrada as vias respiratórias, mas chegando ao sangue afeta a vida das hemácias e leva a um quadro de anemia; os sais de cobre podem causar forte irritação das vias respiratórias superiores; a inalação da fumaça ou do pó de óxido de ferro pode produzir um quadro respiratório conhecido como siderose; o óxido de magnésio pode provocar queimaduras de pele, irritação dos olhos, nariz e garganta, além de alterações musculares.

Há ainda os perigos provenientes de outras substâncias utilizadas em etapas do processo de metalurgia e siderurgia, como os acetilenos, o ácido cianídrico, o ácido sulfídrico, o ácido sulfúrico, o benzeno, o cloreto de amônia e o monóxido de carbono.

O alto-forno, considerado o "coração" do processo siderúrgico, também apresenta elevado grau de insalubridade para o operário. Há riscos físicos, como radiações, alta temperatura, ruído ensurdecedor, e riscos químicos, como a liberação de monóxido de carbono e de gases de enxofre.

As especificações técnicas para instalação e funcionamento de fornos e alto-fornos são regidas pela Norma Reguladora nº 14, do Ministério do Trabalho. Quanto aos EPIs (equipamentos de proteção individual), são regidos pela Norma Reguladora nº 6. É fundamental que as indústrias do setor cumpram as exigências legais, fornecendo a seus funcionários equipamentos que variam de acordo com a tarefa e o grau de exposição, como: capacete de segurança, protetor auricular, máscara de soldador, máscara para proteção respiratória, capa, entre outros.

©TOPIC PHOTO AGENCY IN

Indústria siderúrgica na Coreia do Sul.

Fontes: Cadernos de Atenção Básica – Saúde do trabalhador (http://bvsms.saude.gov.br); Coleção Cadernos de EJA – Segurança e Saúde no Trabalho (http://portal.mec.gov.br); Normas Reguladoras 6 e 14 (http://portal.mte.gov.br); Riscos à saúde do trabalhador – Ramo metalúrgico (http://www.simucad.dep.ufscar.br). Acessos em: 3 abr. 2014.

Para ir além

1. Qual o tema central do texto?
2. Debata com seus colegas: por que é importante que, como consumidores de produtos provenientes da metalurgia e de outros produtos industriais, conheçamos essa realidade?

UNIDADE

6 Cinética química

As pesquisas têm demonstrado que uma parte do encéfalo, o hipotálamo, possui células nervosas que detectam a temperatura do corpo e atuam como um termostato regulado, em situações normais, para manter a temperatura do corpo em torno dos 37 °C. Quando organismos causadores de doenças invadem o corpo, o termostato interno faz a temperatura corporal elevar-se. Isso ocorre porque certas células fagocitárias do sangue respondem à presença dos organismos não só os fagocitando, mas liberando um hormônio chamado pirogênico endógeno. Esse hormônio viaja pelo sangue até o hipotálamo e induz a elevação da calibragem do termostato. Mensagens nervosas são enviadas pelo hipotálamo, causando alterações corporais que aumentam a temperatura: tremores, aumento do metabolismo das gorduras e sensação de frio. O hormônio pirogênico endógeno induz, também, redução da concentração de ferro e zinco no sangue.

Essas alterações produzem efeitos benéficos para as defesas do corpo e efeitos maléficos para os microrganismos invasores. Muitas bactérias, por exemplo, requerem mais ferro para reproduzir-se em temperaturas de 38 ou 39 °C do que em temperaturas inferiores a 37 °C; assim, a febre, combinada à redução do ferro no sangue, diminui a taxa de reprodução dessas bactérias. Simultaneamente, a febre aumenta a atividade das células imunitárias que atacam bactérias, o que contribui para diminuir a duração e a intensidade da infecção.

AUDESIRK, Gerald; AUDESIRK, Theresa. *Life on Earth*. New Jersey: Prentice-Hall, 1996. p. 448-449. [Trad.: Maria Ângela de Camargo.]

Bilderbox/AGE Fotostock/Keystone

Um dos fatores que aumenta a rapidez de uma reação química é a elevação da temperatura. Além desse fator, a frequência de colisões e a energia de ativação fazem parte da Equação de Arrhenius, deduzida em 1889 pelo físico-químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927).

Ideias iniciais

- Nesta unidade, você estudará a cinética química. O radical grego *cine-* faz parte de termos como *cine*ma, *cine*mática, *cine*stesia. O que o significado desses termos tem em comum? Faça uma rápida pesquisa sobre isso e compartilhe com seus colegas.
- O texto acima aborda eventos relacionados à manutenção e, em situações específicas, à elevação da temperatura corporal. Em um processo infeccioso, essa elevação apresenta vantagens. Svante Arrhenius, citado na legenda da foto, foi o primeiro a relacionar o aumento da concentração de CO_2 na atmosfera ao agravamento do efeito estufa. Pelos conhecimentos que você já tem em Ciências da Natureza (Química, Biologia e Física), responda: Que consequências negativas o aumento da temperatura pode trazer para a vida na Terra?

CAPÍTULO 23

Estudo da velocidade das reações

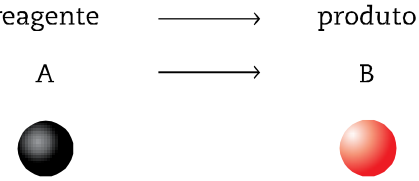
O conhecimento e o estudo da velocidade das reações, além de serem muito importantes em termos industriais, também estão relacionados ao nosso dia a dia, por exemplo, quando guardamos alimentos na geladeira para retardar sua decomposição ou usamos panela de pressão para aumentar a velocidade de cozimento dos alimentos. As reações químicas ocorrem com velocidades diferentes, e estas podem ser alteradas.

Alguns foguetes utilizam hidrogênio como combustível e oxigênio como comburente. Essas substâncias estavam contidas separadamente em tanques externos do tamanho de um prédio de 10 andares e eram injetadas separadamente em três turbinas, nas quais sofriam ignição, o que provocava uma reação de combustão instantânea, liberando vapor-d'água, à temperatura aproximada de 3000 °C.

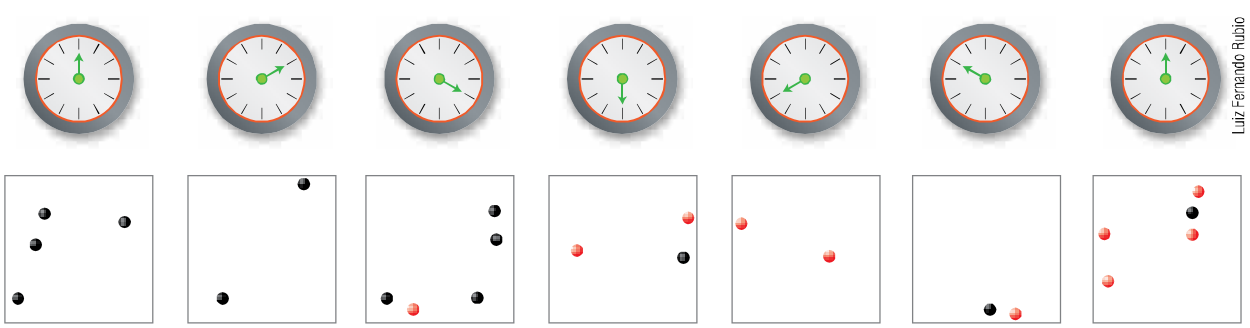
Se a mistura de hidrogênio e oxigênio não sofrer a ação de uma faísca elétrica ou de uma chama, a sua reação ocorre tão lentamente que é impossível determinar sua velocidade.

Em outros casos, uma reação química pode demorar meses ou anos para ocorrer, por exemplo, na formação das estalactites e estalagmites — demora anos para a formação e a deposição de carbonato de cálcio.

Para entendermos o conceito de rapidez ou velocidade de uma reação, vamos, inicialmente, estudar o exemplo mais simples de uma reação: quando um único reagente se transforma em um único produto.



A ilustração a seguir representa o progresso de uma reação em que moléculas de A se transformam em moléculas de B.



O progresso da reação hipotética foi acompanhado durante 60 segundos, sendo a quantidade de moléculas *A* e *B* determinada a cada 10 segundos. (Cada esfera representa esquematicamente uma molécula. Ilustração fora de escala e em cores-fantasia.)

Luiz Fernando Rubio

Nasa

O hidrogênio líquido é usado como combustível em alguns foguetes.

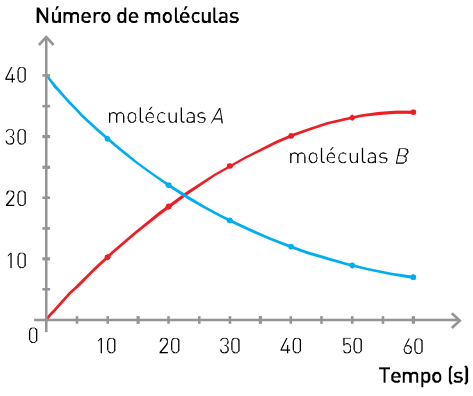
Fritz Poelking/Easypix Brasil

Estalactites (no teto da caverna) e estalagmites (no solo).

Pelas figuras, podemos perceber que, no instante inicial, a quantidade de moléculas do reagente *A* é máxima e vai diminuindo com o decorrer do tempo. Já a quantidade de moléculas do produto *B*, no instante inicial, é igual a zero e vai aumentando com o decorrer do tempo.

Usando as quantidades de moléculas indicadas na ilustração foi construído o gráfico ao lado, que mostra as quantidades de *A* e *B* em função do tempo.

Observando o gráfico, verificamos que a curva que mostra as quantidades de reagentes é descendente, e a curva que mostra as quantidades de produtos é ascendente.



RAPIDEZ OU VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO

Quando estudamos a velocidade de uma reação, estamos interessados em conhecer a rapidez com que um reagente é consumido (taxa de consumo) ou com que um produto é formado (taxa de formação), ou seja, as variações das quantidades dos reagentes ou dos produtos em determinado intervalo de tempo.

As quantidades de reagentes e produtos podem ser expressas em massa, volume (para gases), número de mol ou concentração em mol/L, enquanto o tempo pode ser expresso em hora, minuto e segundo.

Como a velocidade pode variar ao longo da ocorrência da reação, habitualmente trabalhamos com a velocidade média.

> *Atualmente, vários autores preferem usar o termo* **rapidez**, *para evitar confusão com a definição de velocidade usada em Física. Neste livro, usaremos os dois termos.*

Velocidade média

É o quociente entre a variação das quantidades, dos reagentes ou dos produtos, e o intervalo de tempo no qual essa variação ocorreu:

$$V = \frac{\Delta\text{quantidade}}{\Delta\text{tempo}} = \frac{\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Quando se trabalha com a concentração em mol/L, a expressão da velocidade média será representada por:

$$V_{média} = \frac{\Delta[\ ]}{\Delta\text{tempo}} = \frac{[\text{final}] - [\text{inicial}]}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

> *Em físico-química, usa-se o símbolo [ ] (colchetes) para representar a concentração em mol/L. Os colchetes equivalem ao símbolo* $\mathcal{M}$.

Ao calcularmos o Δ[reagentes], notamos que ele apresenta um valor menor do que zero, ou seja, um valor negativo, pois a concentração final é menor do que a inicial. Para não trabalhar com valores negativos, usamos −Δ[reagentes] na expressão da velocidade média dos reagentes.

Assim, a velocidade média é expressa por:

$$V_m = \frac{-\Delta[\text{reagentes}]}{\Delta t} \text{ ou } V_m = \frac{\Delta[\text{produtos}]}{\Delta t}$$

A rapidez ou velocidade das reações é sempre obtida experimentalmente, por vários métodos. Para reações em soluções aquosas, as concentrações são medidas com um espectrógrafo, que analisa a absorbância ou transmitância da luz visível pela solução.

Em reações que envolvem íons, usam-se medidas de condutibilidade elétrica. Para gases, usam-se medidas de pressão.

A seguir, usando dados obtidos experimentalmente, vamos ver um exemplo do cálculo de velocidade média, estudando a decomposição da água oxigenada.

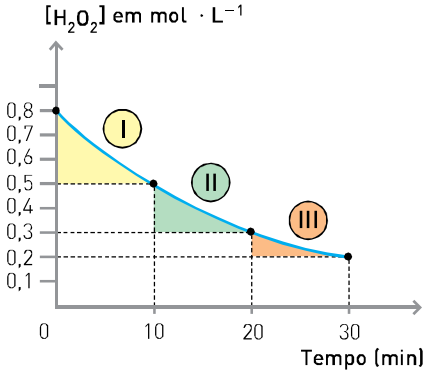
A decomposição da água oxigenada pode ser representada pela equação:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \longrightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$$

A velocidade média de decomposição da água oxigenada pode ser calculada utilizando a expressão:

$$V_{m\ H_2O_2} = \frac{-[H_2O_2]_{final} - [H_2O_2]_{inicial}}{t_{final} - t_{inicial}} \Rightarrow V_m = \frac{-\Delta[H_2O_2]}{\Delta t}$$

O gráfico ao lado mostra dados, obtidos experimentalmente, da decomposição da água oxigenada.



Vamos determinar a velocidade média nos três trechos:

(I) $V_m = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10 - 0} \Rightarrow V_m = \frac{-(-0,3)}{10} = 0,03\,mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

(II) $V_m = \frac{-(0,3 - 0,5)}{20 - 10} \Rightarrow V_m = \frac{-(-0,2)}{10} = 0,02\,mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

(III) $V_m = \frac{-(0,2 - 0,3)}{30 - 20} \Rightarrow V_m = \frac{-(-0,1)}{10} = 0,01\,mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

Analisando os valores das velocidades médias de consumo do H_2O_2, podemos perceber que elas não são constantes e que o seu valor máximo é encontrado no início da reação. Esse fato permite concluir que a velocidade média diminui de acordo com a diminuição da concentração. A partir desse gráfico, também podemos construir outro, representando a formação dos produtos (H_2O e O_2). Para isso, devemos conhecer a proporção estequiométrica da reação:

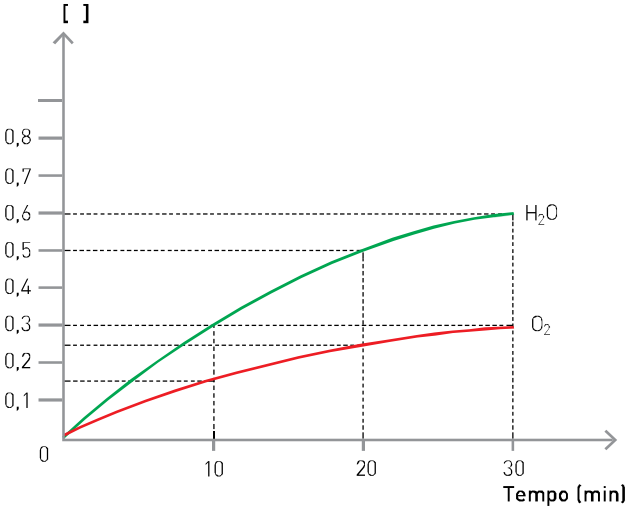
	$2\ H_2O_2\ (aq)$	$\longrightarrow$	$2\ H_2O\ (\ell)$	+	$O_2\ (g)$
proporção:	2 mol		2 mol		1 mol

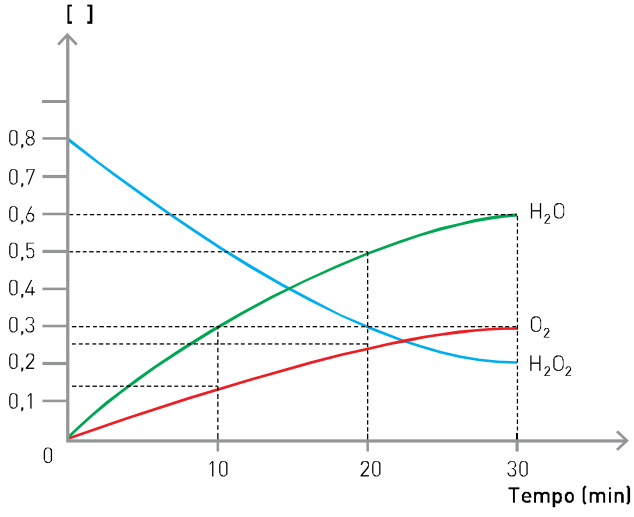
Interpretação: a decomposição de 2 mol de H_2O_2 produz 2 mol de H_2O e 1 mol de O_2.

	$2\ H_2O_2\ (aq)$	$\longrightarrow$	$H_2O\ (\ell)$	+	$1\ O_2\ (g)$
(I)	t = 0		0,8 mol/L		0		0
	↓		gasto 0,3 mol/L		formado 0,3 mol/L		formado 0,15 mol/L
	t = 10 min		0,5 mol/L		0,3 mol/L		0,15 mol/L
(II)	t = 10 min		0,5 mol/L		0,3 mol/L		0,15 mol/L
	↓		gasto 0,2 mol/L		formado 0,2 mol/L		formado 0,1 mol/L
	t = 20 min		0,3 mol/L		0,5 mol/L		0,25 mol/L
(III)	t = 20 min		0,3 mol/L		0,5 mol/L		0,25 mol/L
	↓		gasto 0,1 mol/L		formado 0,1 mol/L		formado 0,05 mol/L
	t = 30 min		0,2 mol/L		0,6 mol/L		0,3 mol/L

Com base nos dados obtidos, podemos agora fazer a representação gráfica (abaixo, à esquerda) das concentrações em mol/L da H_2O e do O_2, em função do tempo.

Podemos representar as variações das concentrações das três substâncias em um único gráfico (abaixo, à direita).





Analisando a velocidade média das três substâncias envolvidas na reação em um mesmo intervalo de tempo, por exemplo, de 0 a 10 min ($\Delta t = 10$ min), temos:

consumo de H_2O_2

$$V_m = \frac{-(0{,}5 - 0{,}8)}{10}$$

$V_m = 0{,}03 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

formação de H_2O

$$V_m = \frac{(0{,}3 - 0)}{10}$$

$V_m = 0{,}03 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

formação de O_2

$$V_m = \frac{(0{,}15 - 0)}{10}$$

$V_m = 0{,}015 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

Ao analisar os valores das velocidades médias, concluímos que eles obedecem à proporção estequiométrica da reação: 2 : 2 : 1.

Se dividirmos os valores das velocidades médias pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontraremos o mesmo valor, que será considerado o valor da velocidade média da reação.

$$V_{m\ reação} = \frac{V_{m\ H_2O_2}}{2} = \frac{V_{m\ H_2O}}{2} = \frac{V_{m\ O_2}}{1} = 0{,}015 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Genericamente, para a reação dada:

$$aA + bB \longrightarrow cC$$

temos:

$$V_{m\ reação} = \frac{V_{m\ A}}{a} = \frac{V_{m\ B}}{b} = \frac{V_{m\ C}}{c}$$

Essa definição foi convencionada pela IUPAC e permite calcular a velocidade média de uma reação sem especificar a substância participante.

Velocidade instantânea

Normalmente, usa-se determinar a velocidade média da reação. Porém, podemos calcular a velocidade em determinado momento ou em dada concentração. Isso pode ser feito por meio de um gráfico de variação de concentração, e a essa velocidade dá-se o nome de **velocidade instantânea**, que corresponde à velocidade da reação em um intervalo de tempo muito pequeno ($\Delta t \cong 0$).

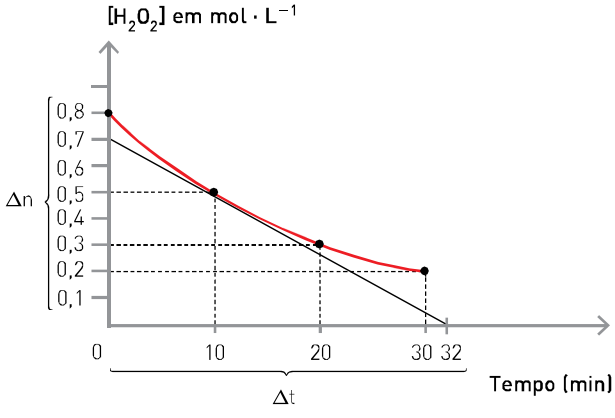
Para determinar a velocidade instantânea em um ponto específico, devemos traçar uma tangente à curva nesse ponto.

No exemplo da decomposição da água oxigenada, a velocidade instantânea no tempo de 10 minutos pode ser determinada da seguinte maneira:

$$V_{inst} = \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t}$$

$$V_{inst} = \frac{0{,}7\ mol \cdot L^{-1}}{32\ min}$$

$$V_{inst} = 0{,}022\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$$



Exercícios resolvidos

1. O composto pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5) decompõe-se segundo a equação:

$$2\ N_2O_5\ (g) \longrightarrow 4\ NO_2\ (g) + 1\ O_2\ (g)$$

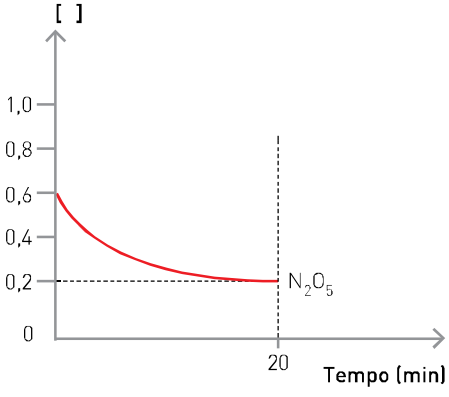
O gráfico ao lado mostra a variação da concentração em mol/L do N_2O_5 em determinado intervalo de tempo.
Com base nessas informações, responda:

a) Qual é o valor da velocidade média do N_2O_5 no intervalo de tempo indicado?

b) Qual é o valor das concentrações em mol/L do NO_2 e do O_2 após 20 minutos?

c) Qual é o valor da velocidade média de formação do NO_2 no intervalo de tempo indicado?

d) Sabendo que a pressão parcial é proporcional ao número de mols e que a pressão parcial do O_2 é igual a 0,5 atm, qual é a pressão parcial do NO_2, nas mesmas condições, após 20 minutos?



Solução

a) A velocidade do N_2O_5 pode ser calculada pela expressão:

$$V_{m\ N_2O_5} = \frac{-\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{-(0{,}2 - 0{,}6)\ mol/L}{20\ min}$$

$$V_{m\ N_2O_5} = 0{,}02\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$$

b) De acordo com a equação estequiométrica, para cada 2 mol de N_2O_5 consumidos são formados 4 mol de NO_2 e 1 mol de O_2:

	$2\,N_2O_5 \longrightarrow$	$4\,NO_2$	+ O_2
t = 0	0,6 mol/L	0	0
	consumidos 0,4 mol/L	formados 0,8 mol/L	formados 0,2 mol/L
t = 20 min	0,2 mol/L	0,8 mol/L	0,2 mol/L

$$\text{Após 20 min} \begin{cases} [NO_2] = 0{,}8 \text{ mol/L} \\ [O_2] = 0{,}2 \text{ mol/L} \end{cases}$$

c) A velocidade média de formação do NO_2 no intervalo de tempo indicado é dada por:

$$V_{m\,NO_2} = \frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} \Rightarrow V_{m\,NO_2} = \frac{(0{,}8 - 0)\text{ mol/L}}{20\text{ min}}$$

$$V_{m\,NO_2} = 0{,}04 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

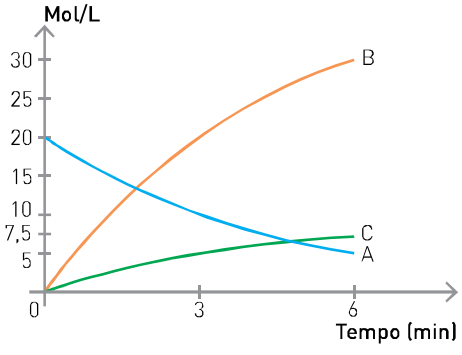
d) Como sabemos que:

0,2 mol ——(exercem)—— 0,5 atm

0,8 mol ———— x

x = 2,0 atm (pressão parcial do NO_2)

2. Uma reação genérica pode ser representada pela equação x A $\longrightarrow$ y B + r C e graficamente conforme o diagrama ao lado. Determine os menores valores inteiros de *x*, *y* e *r*.



Solução

Os valores de *x*, *y* e *r* são os coeficientes estequiométricos e esses podem ser determinados estabelecendo uma relação, em mols, entre o que foi consumido e formado no mesmo intervalo de tempo. Considerando os 6 minutos iniciais:

$$\text{A} \begin{cases} t = 0 \longrightarrow 20 \text{ mol/L} \\ t = 6 \text{ min} \longrightarrow 5 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Foram consumidos 15 mol/L.

$$\text{B} \begin{cases} t = 0 \longrightarrow \text{zero} \\ t = 6 \text{ min} \longrightarrow 30 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Foram formados 30 mol/L.

$$\text{C} \begin{cases} t = 0 \longrightarrow \text{zero} \\ t = 6 \text{ min} \longrightarrow 7{,}5 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Foram formados 7,5 mol/L.

A relação entre as quantidades consumidas e formadas em mol/L em um mesmo intervalo de tempo é dada por:

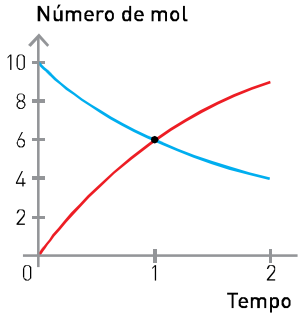
	A		B		C
	15 mol/L		30 mol/L		7,5 mol/L
proporção	2	:	4	:	1
	②A	$\longrightarrow$	④B	+	①C $\Rightarrow$ x = 2, y = 4 e r = 1.
	x		y		r

Exercícios fundamentais

Com base nos dados abaixo, responda às questões de **1** a **7**.

Vários fatores contribuem para a destruição da camada de ozônio (O_3) que protege a superfície da Terra dos raios ultravioleta provenientes do Sol. Esse fenômeno consiste na transformação de ozônio em gás oxigênio:

$$2\ O_3 \longrightarrow 3\ O_2$$



O gráfico ao lado representa esse processo em determinadas condições.

1. Associe as curvas do gráfico ao O_3 e ao O_2.

2. Após 5 horas, essa reação terminou? Justifique sua resposta.

3. Indique os valores de *x*, *y* e *z*:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_3	x	y	z

4. Calcule a velocidade média (taxa de decomposição) do O_3 nos seguintes intervalos de tempo:
I. 0 h _____ 1 h; II. 1 h _____ 2 h; III. 0 h _____ 2 h.

5. Indique os valores de *a*, *b* e *c*:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_2	a	b	c

6. Calcule a velocidade média (taxa de formação) do O_2 nos seguintes intervalos de tempo:
I. 0 h _____ 1 h; II. 1 h _____ 2 h; III. 0 h _____ 2 h.

7. Determine a velocidade média da reação no intervalo 0 h-2 h, lembrando que:

$$V_{m\ reação} = \frac{V_{m\ O_3}}{2} = \frac{V_{m\ O_2}}{3}$$

Utilizando as informações abaixo, responda às questões de **8** a **11**.

Durante a realização de um experimento de decomposição da amônia (NH_3), um estudante montou uma tabela que apresenta o número de mol dos participantes em função do tempo:

	$2\ NH_3$	⟶	**N_2**	+	**$3\ H_2$**
início t = 0	10 mol	⟶	a		b
	consumidos (c)		formados (d)		formados (e)
t = 20 min	6 mol		f		g

8. Indique os valores numéricos correspondentes às letras *a*, *b*, *c*, *d*, *e*, *f* e *g* que completam corretamente a tabela.

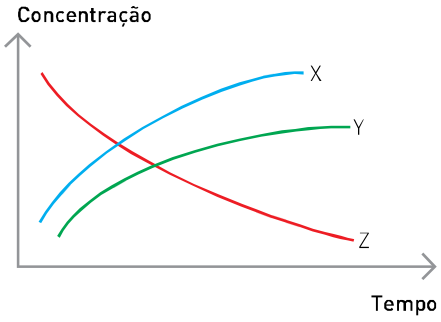
9. Construa um gráfico representando o número de mol dos participantes da reação na ordenada e o tempo, em minutos, na abscissa.

10. Determine a velocidade média de consumo da amônia (NH_3) e de formação do N_2 e do H_2.

11. Determine a velocidade média da reação.

Testando seu conhecimento

1. (Cesgranrio-RJ) O gráfico ao lado representa a variação das concentrações das substâncias *X*, *Y* e *Z* durante a reação em que elas tomam parte.



A equação que representa a reação é:

a) $X + Z \longrightarrow Y$

b) $X + Y \longrightarrow Z$

c) $X \longrightarrow Y + Z$

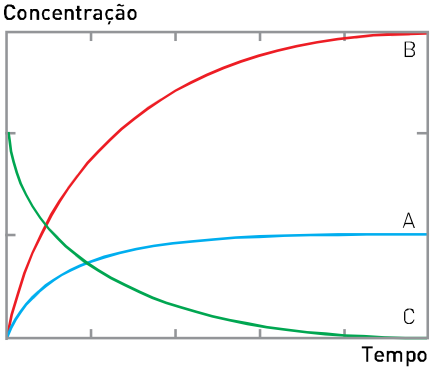
d) $Y \longrightarrow X + Z$

e) $Z \longrightarrow X + Y$

2. (UFPE) No início do século XX, a expectativa da Primeira Guerra Mundial gerou uma grande necessidade de compostos nitrogenados. Haber foi o pioneiro na produção de amônia, a partir do nitrogênio do ar. Se a amônia for colocada num recipiente fechado, sua decomposição ocorre de acordo com a seguinte equação química não balanceada:

$$2\ NH_3\ (g) \longrightarrow N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g)$$

As variações das concentrações com o tempo estão ilustradas na figura ao lado.



A partir da análise da figura, podemos afirmar que as curvas *A*, *B* e *C* representam a variação temporal das concentrações dos seguintes componentes da reação, respectivamente:

a) H_2, N_2 e NH_3.

b) NH_3, H_2 e N_2.

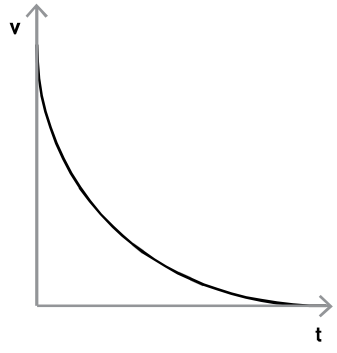
c) NH_3, N_2 e H_2.

d) N_2, H_2 e NH_3.

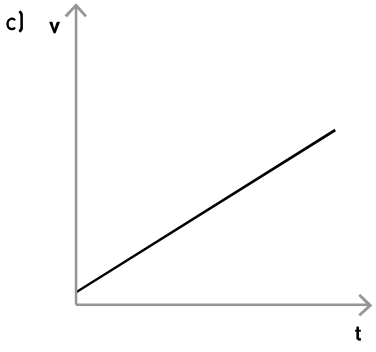
e) H_2, NH_3 e N_2.

3. (FEI-SP) Um prego de ferro, em presença de umidade, reage com o oxigênio do ar produzindo óxido de ferro (III) hidratado e liberando hidrogênio. A reação acontece até consumir todo o prego. Dos gráficos abaixo, o que melhor representa a velocidade (v) dessa reação em função do tempo (t) é:

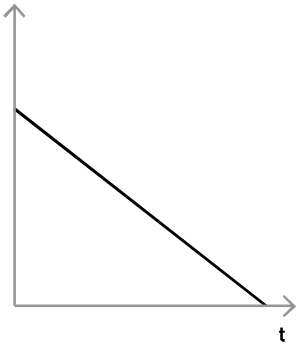
a)



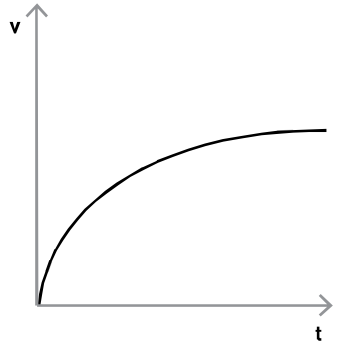
c)



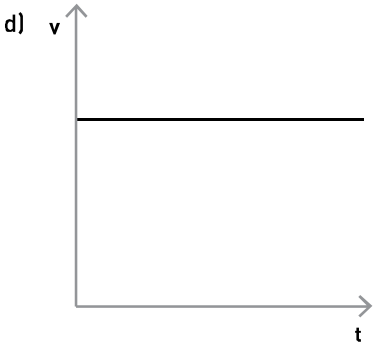
e)



b)



d)

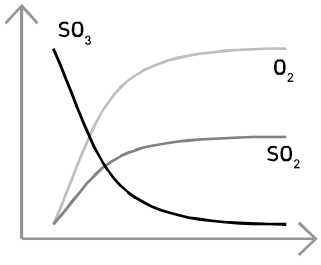


4. (Covest) A produção de trióxido de enxofre durante a combustão de carvão em usinas termoelétricas (sistema aberto ao ar) causa problemas ambientais relacionados com a chuva ácida. Esta reação para a produção de trióxido de enxofre na presença de óxido de nitrogênio é descrita pelo mecanismo a seguir:

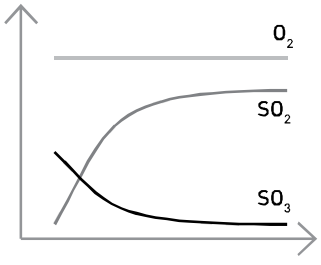
$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ NO_2\ (g)$$
$$2\ NO_2\ (g) + 2\ SO_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g) + 2\ NO\ (g)$$
$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g) \quad \text{(reação global)}$$

Qual dos gráficos abaixo melhor representa a concentração molar (eixo das ordenadas) das principais espécies envolvidas na produção de trióxido de enxofre em função do tempo (eixo das abcissas)?

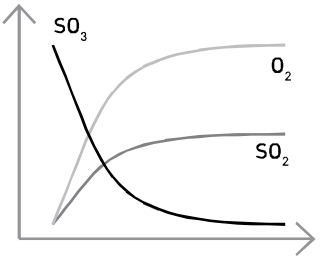
a)



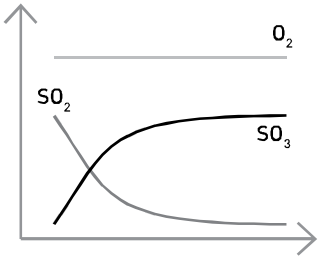
c)



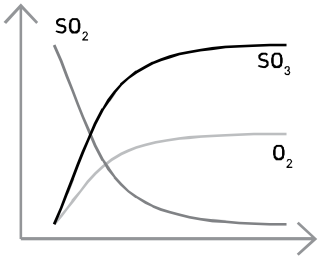
e)



b)



d)



5. (Uepa) Um dos grandes problemas ambientais na atualidade relaciona-se com o desaparecimento da camada de ozônio na atmosfera. É importante notar que, quando desaparece o gás ozônio, aparece imediatamente o gás oxigênio de acordo com a equação abaixo:

$$2\ O_3\ (g) \xrightarrow{luz} 3\ O_2\ (g)$$

Considerando a velocidade de aparecimento de O_2 igual a 12 mol/L · s, a velocidade de desaparecimento do ozônio na atmosfera em mol/L · s é:

a) 12 **b)** 8 **c)** 6 **d)** 4 **e)** 2

6. (ITA-SP) A reação entre os íons brometo e bromato, em meio aquoso e ácido, pode ser representada pela seguinte equação química balanceada:

$$5\ Br^-\ (aq) + BrO_3^-\ (aq) + 6\ H^+\ (aq) \longrightarrow 3\ Br_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell)$$

Sabendo que a velocidade de desaparecimento do íon bromato é igual a $5{,}63 \cdot 10^{-6}$ mol · L^{-1} · s^{-1}, assinale a alternativa que apresenta o valor correto para a velocidade de aparecimento do bromo, Br_2, expressa em mol · L^{-1} · s^{-1}.

a) $1{,}69 \cdot 10^{-5}$
b) $5{,}63 \cdot 10^{-6}$
c) $1{,}90 \cdot 10^{-6}$
d) $1{,}13 \cdot 10^{-6}$
e) $1{,}80 \cdot 10^{-6}$

7. (UFRGS-RS) Considere a reação abaixo.

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Para determinar a velocidade da reação, monitorou-se a concentração de hidrogênio ao longo do tempo, obtendo-se os dados contidos no quadro que segue.

Tempo (s)	Concentração (mol · L^{-1})
0	1,00
120	0,40

Com base nos dados apresentados, é correto afirmar que a velocidade média de formação da amônia será:

a) 0,10 mol · L^{-1} · min^{-1}
b) 0,20 mol · L^{-1} · min^{-1}
c) 0,30 mol · L^{-1} · min^{-1}
d) 0,40 mol · L^{-1} · min^{-1}
e) 0,60 mol · L^{-1} · min^{-1}

8. (ITA-SP) Considere a reação química representada pela seguinte equação:

$$4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ N_2O_5\ (g)$$

Num determinado instante de tempo *t* da reação, verifica-se que o oxigênio está sendo consumido a uma velocidade de $2{,}4 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1} · s^{-1}. Nesse tempo *t*, a velocidade de consumo de NO_2 será de:

a) $6{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1} · s^{-1}
b) $2{,}4 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1} · s^{-1}
c) $9{,}6 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1} · s^{-1}
d) $1{,}2 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1} · s^{-1}
e) $4{,}8 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1} · s^{-1}

9. (Unimontes-MG) A combustão do gás butano é representada pela seguinte equação não balanceada:

$$C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

Considerando-se que foram consumidos 4 mol de butano a cada 20 minutos de reação, o número de mol de gás carbônico produzido em uma hora de queima é:

a) 16 mol
b) 48 mol
c) 6,0 mol
d) 12 mol

10. (Uece) A camada de ozônio na atmosfera é um filtro solar natural que protege o ser humano da radiação ultravioleta que pode causar câncer de pele e catarata no globo ocular. O ozônio pode desaparecer a partir da seguinte reação:

$$2\ O_3\ (g) \longrightarrow 3\ O_2\ (g)$$

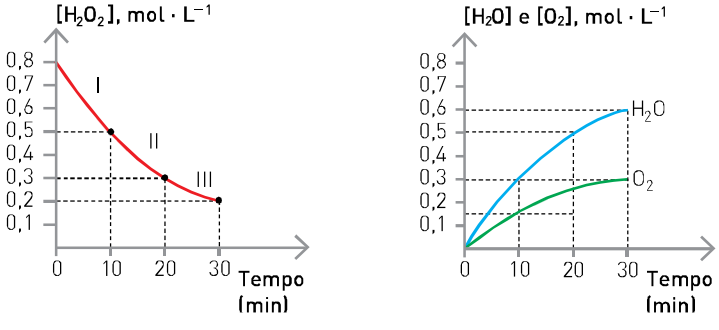
Se a velocidade de formação do O_2, $\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$, for $9{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L · s num certo instante, o valor da velocidade de desaparecimento do O_3, $\frac{-\Delta[O_3]}{\Delta t}$, no mesmo instante, em mol/L · s, será:

a) $18{,}0 \cdot 10^{-4}$
b) $13{,}5 \cdot 10^{-4}$
c) $6{,}0 \cdot 10^{-4}$
d) $4{,}5 \cdot 10^{-4}$

11. (UFSC) A água oxigenada (H_2O_2) se decompõe, produzindo água e gás oxigênio, de acordo com a equação:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \longrightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$$

Os gráficos a seguir foram construídos a partir de dados obtidos num determinado experimento em que a concentração inicial de H_2O_2 era de 0,8 mol · L^{-1}. Indique a(s) afirmação(ões) correta(s).



(01) No intervalo II, a velocidade média da reação é menor que no intervalo III, mas é maior que no intervalo I.

(02) A velocidade da reação atinge seu valor máximo ao final da reação.

(04) A velocidade da reação diminui com a diminuição da concentração de água oxigenada.

(08) No intervalo de 0-30 minutos, a velocidade média da decomposição da água oxigenada ($V_{m_{H_2O_2}}$) é $3{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1} · min^{-1}.

(16) Quando tiverem sido consumidos 0,5 mol/L da concentração inicial de H_2O_2, o tempo da reação será de 20 minutos, e a quantidade de oxigênio formado será de 0,25 mol.

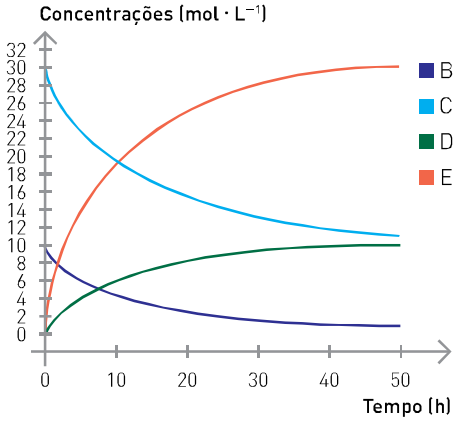
(32) O oxigênio tem velocidade média de formação ($V_{m_{O_2}}$) que vale $2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1} · min^{-1} no intervalo 0-30 minutos.

(64) A velocidade média da reação, após 10 minutos, é:

$$V_m = \frac{V_{m_{H_2O_2}}}{2} = \frac{V_{m_{H_2O}}}{2} = \frac{V_{m_{O_2}}}{1} = 1{,}5 \cdot 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$$

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

12. (PUC-MG) Considere o gráfico ao lado, no qual estão representados o tempo e a evolução das concentrações das espécies *B*, *C*, *D* e *E*, que participam de uma reação química.



A forma *correta* de representar essa reação é:

a) $B + 3\,C \longrightarrow D + 2\,E$

b) $D + 2\,E \longrightarrow B + 3\,C$

c) $B + 2\,C \longrightarrow D + 3\,E$

d) $D + 3\,E \longrightarrow B + 2\,C$

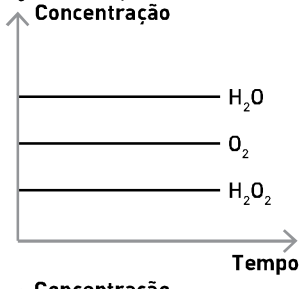
Aprofundando seu conhecimento

1. (UFG-GO) A água oxigenada comercial é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) que pode ser encontrada nas concentrações de 3,6 ou 9% (m/v). Essas concentrações correspondem a 10, 20 e 30 volumes de oxigênio liberado por litro de H_2O_2 decomposto. Considere a reação de decomposição do H_2O_2 apresentada a seguir:

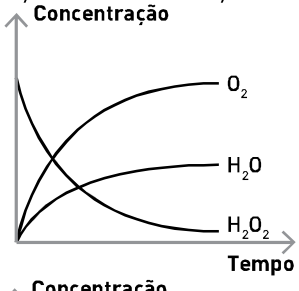
$$2\,H_2O_2\,(aq) \longrightarrow 2\,H_2O\,(aq) + O_2\,(g)$$

Qual gráfico representa a cinética de distribuição das concentrações das espécies presentes nessa reação?

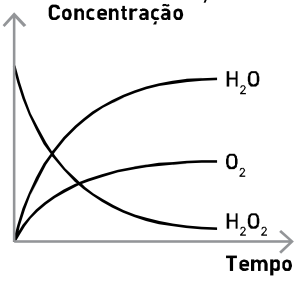
a)



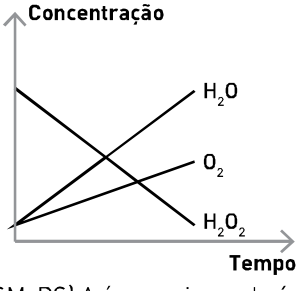
c)



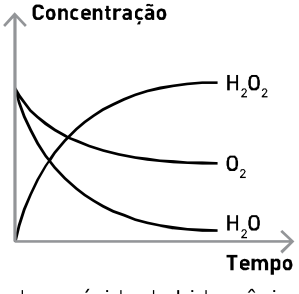
e)



b)



d)



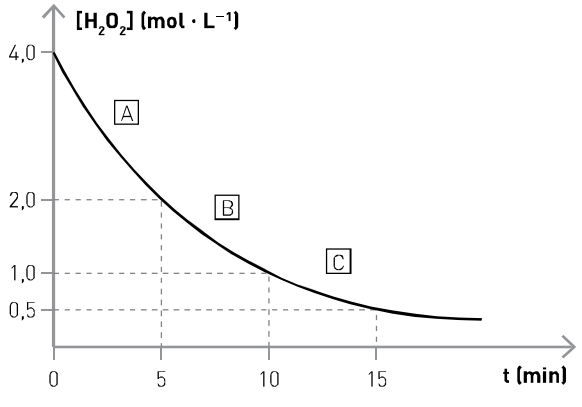
2. (UFSM-RS) A água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio em água. A solução é instável e se decompõe de acordo com a equação:

$$2\,H_2O_2\,(aq) \longrightarrow 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$$

Como a água oxigenada é um bom oxidante, é usada, em concentrações baixas, como clareador de roupa e cabelo e também como agente desinfetante ou esterilizante.

Em um experimento de medida da sua decomposição, foram obtidos os resultados a seguir.

t (min)	$[H_2O_2]$ (mol · L^{-1})
0	4,0
5	2,0
10	1,0
15	0,5



Em relação ao experimento de decomposição, analise as seguintes afirmativas:

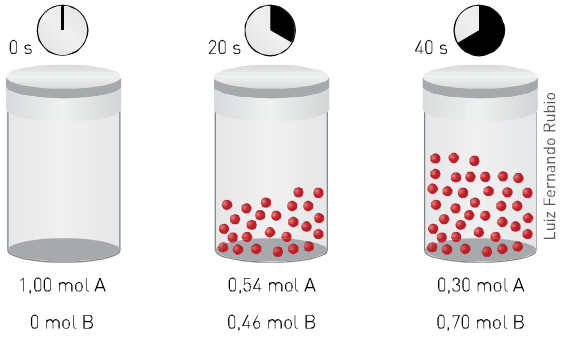
I. A velocidade de decomposição nos intervalos de tempo *A*, *B* e *C* é a mesma.
II. O gráfico indica que a quantidade de moléculas de H_2O_2 diminui no decorrer da reação.
III. No intervalo entre 0 e 15 minutos, a velocidade média da reação é de 0,23 mol · L^{-1} · min^{-1}.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e III.
e) apenas II e III.

3. (PUC-RJ) Considere a reação de decomposição da substância *A* na substância *B* e as espécies a cada momento, segundo o tempo indicado na figura ao lado.
Sobre a velocidade dessa reação, é correto afirmar que a velocidade de:

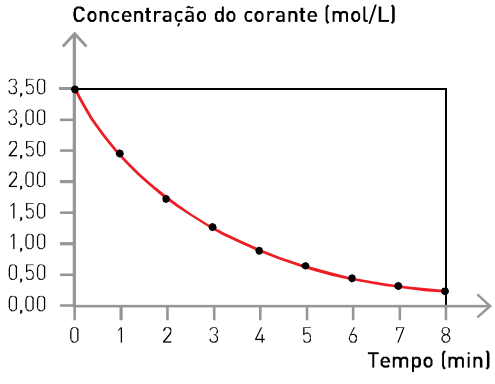
a) decomposição da substância *A*, no intervalo de tempo de 0 a 20 s, é 0,46 mol · s^{-1}.
b) decomposição da substância *A*, no intervalo de tempo de 20 a 40 s, é 0,012 mol · s^{-1}.
c) decomposição da substância *A*, no intervalo de tempo de 0 a 40 s, é 0,035 mol · s^{-1}.
d) formação da substância *B*, no intervalo de tempo de 0 a 20 s, é 0,46 mol · s^{-1}.
e) formação da substância *B*, no intervalo de tempo de 0 a 40 s, é 0,70 mol · s^{-1}.



4. (UFG-GO) O hipoclorito de sódio (NaCℓO) é utilizado como alvejante. A ação desse alvejante sobre uma solução azul produz descoramento, devido à reação com o corante. O gráfico ao lado representa a variação na concentração do corante em função do tempo de reação com o alvejante. A concentração inicial do alvejante é mil vezes maior que a do corante.

Analisando esse gráfico, julgue as proposições a seguir:

1) A velocidade da reação aumenta com o tempo.
2) A velocidade média da reação, entre 0 e 3 minutos, é de 0,75 mol · L^{-1} · min^{-1}.
3) Em 4 minutos a concentração do corante é a metade da inicial.
4) Após 24 horas a solução permanece azul.



5. (PUC-RS) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções aquosas de ácido clorídrico de diversas concentrações e temperaturas, havendo total consumo do metal e desprendimento do hidrogênio gasoso.

Observaram-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de magnésio consumida (g)	Tempo de reação (min)
I	0,20	1
II	2,00	5
III	4,00	10
IV	4,00	20

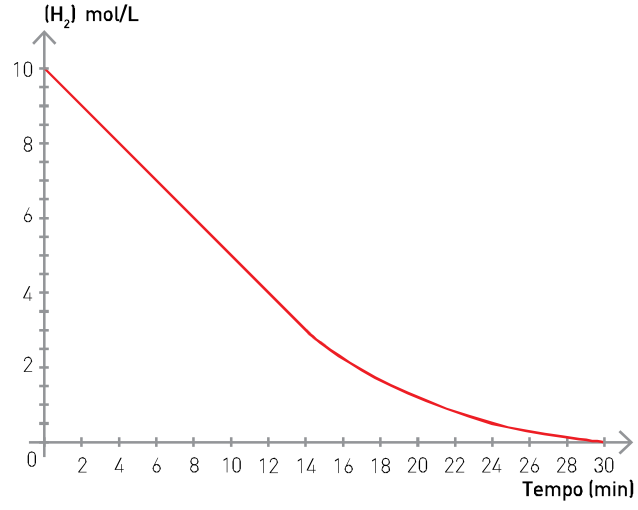
Pela análise dos dados contidos na tabela anterior, é correto afirmar que:

a) a velocidade média da reação na amostra I é maior do que na amostra II.
b) a quantidade de hidrogênio desprendida na amostra II é maior do que na amostra IV.
c) a velocidade média da reação na amostra III é igual à da amostra IV.
d) a velocidade média de reação na amostra IV é a metade da velocidade média de reação na amostra II.
e) a quantidade de hidrogênio desprendida na amostra III é menor do que na amostra IV.

6. (UFRJ) Um dos métodos de preparação de iodeto de hidrogênio com alto grau de pureza utiliza a reação direta entre as substâncias iodo e hidrogênio. Num experimento, 20 mol de iodo gasoso e 20 mol de hidrogênio gasoso foram colocados em um reator fechado com um volume útil igual a 2 litros. A mistura foi aquecida até determinada temperatura, quando ocorreu a reação representada a seguir. Considere a reação irreversível.

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \longrightarrow 2\,HI\,(g)$$

No experimento, a variação da concentração de H_2 (g) com o tempo de reação foi medida e os dados foram representados no gráfico a seguir:



a) Calcule a velocidade média da reação em relação ao H_2 em mol · L^{-1} · min^{-1} no intervalo de 0 a 14 min.

b) Calcule a concentração de iodeto de hidrogênio após 10 minutos de reação.

7. (UFPR) Considere que um botijão de gás de cozinha, contendo gás butano (C_4H_{10}), foi usado durante 1 hora e 40 minutos e apresentou uma perda de massa de 580,0 g.

Responda às questões a seguir com base na seguinte reação de combustão do butano:

$$2\,C_4H_{10}\,(g) + 13\,O_2\,(g) \longrightarrow 8\,CO_2\,(g) + 10\,H_2O\,(g) \qquad \Delta H = -2\,900\ kJ$$

(Dados: Massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16.)

a) Qual foi a quantidade de calor produzida devido à combustão do butano?

b) Usando seus conhecimentos sobre gases ideais, qual é o volume de butano consumido a 25 °C e 1,0 bar? (Considere o volume molar de um gás ideal a 25 °C e 1,0 bar como 25,0 L.)

c) Qual foi a velocidade com que o CO_2 foi produzido em mol/min?

8. (Uerj) *Air-bags* são dispositivos de segurança de automóveis que protegem o motorista em caso de colisão. Consistem em uma espécie de balão contendo 130 g de azida de sódio em seu interior. A azida, submetida a aquecimento, decompõe-se imediata e completamente, inflando o balão em apenas 30 milissegundos.

A equação abaixo representa a decomposição da azida:

$$2\,NaN_3\,(s) \xrightarrow{\Delta} 3\,N_2\,(g) + 2\,Na\,(s)$$

Considerando o volume molar igual a 24 L · mol^{-1}, calcule a velocidade da reação, em L · s^{-1}, de nitrogênio gasoso produzido.

9. (UFG-GO) O diagnóstico de doenças tropicais pode ser realizado por meio do uso de biossensores. Esses dispositivos monitoram a reação entre antígenos e anticorpos, que normalmente resultam na formação de um complexo colorido. A tabela a seguir apresenta as concentrações do complexo AB formado em função do tempo em uma reação entre um antígeno A e um anticorpo B na proporção estequiométrica de 1:1.

Tempo (s)	0	5	10	15	20
[AB] (x10^{-5} mol/L)	0	40	65	80	87

A partir dos dados apresentados,

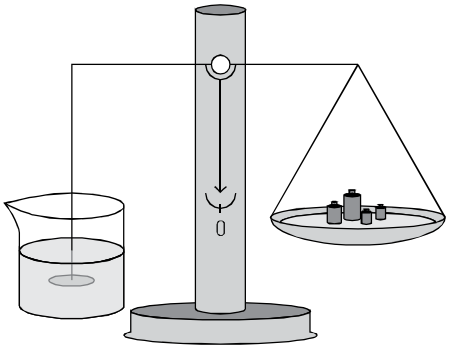
a) esboce o gráfico que represente a cinética de formação do complexo AB colorido;

b) calcule a velocidade média da reação.

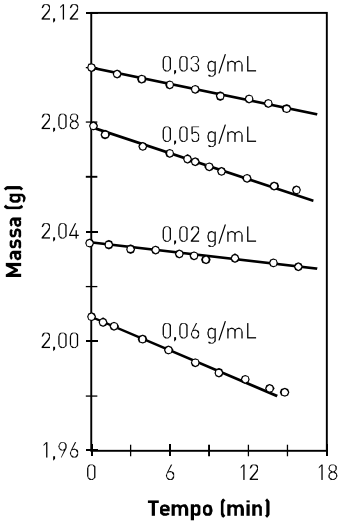
10. (UFMG) Estanho metálico pode ser oxidado por iodo molecular dissolvido em benzeno. Nessa reação, produz-se o iodeto de estanho (IV) como representado nesta equação:

$$Sn\ (s) + 2\ I_2\ (benzeno) \longrightarrow Sn\ell_4\ (benzeno)$$

Na figura abaixo, mostra-se uma montagem experimental, em que um disco de estanho está imerso em benzeno e preso a uma balança. Observe que a massa do béquer e da solução nele contida não estão sendo pesados. Desde o início do experimento, a massa do disco é medida, algumas vezes, durante cerca de 15 minutos.



No gráfico ao lado, estão representados os resultados de quatro experimentos, que envolvem a reação acima descrita e em que foram usados discos de massas ligeiramente diferentes, mergulhados em soluções de iodo em benzeno, em concentrações iniciais de 0,02 g/mL, 0,03 g/mL, 0,05 g/mL e 0,06 g/mL.



a) A partir da análise desse gráfico, indique, entre as quatro concentrações iniciais de iodo — 0,02 g/mL; 0,03 g/mL; 0,05 g/mL ou 0,06 g/mL —, aquela que resulta na reação mais lenta e a que resulta na reação mais rápida. Justifique suas indicações, comparando a variação de massa que ocorre nos experimentos.

b) Considerando os resultados para o experimento em que usou a solução de I_2 de concentração 0,05 g/mL, calcule a velocidade da reação com as unidades gramas de estanho que reagem por minuto. Use dados referentes ao intervalo de tempo entre 0 e 12 minutos.

c) Indique o tipo de interação intermolecular mais forte entre o benzeno e o iodo nele dissolvido. Justifique sua indicação.

11. (Uespi) A combustão completa do butanol é representada pela equação:

$$C_4H_9OH\ (\ell) + 6\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (\ell)$$

Sabendo que em 1 hora de reação foram produzidos 15,84 kg de gás carbônico, é correto afirmar que a velocidade da reação acima, expressa em mols de butanol consumido por minuto, é:

(Dados: Massas molares (em $g \cdot mol^{-1}$): H = 1,0; C = 12; O = 16.)

a) 1,5 **b)** 3,0 **c)** 4,5 **d)** 6,0 **e)** 7,0

12. (Udesc) Um fogão de cozinha consome 134,4 L de metano por hora, medidos nas CNTP. Nas mesmas condições, a velocidade de formação do dióxido de carbono, resultante da combustão completa do metano, é:

$$CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$$

a) 6,0 moléculas/h
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas/h
c) 8,4 mol/h
d) 22,4 L/h
e) 6,0 mol/h

13. (Vunesp-SP) Uma forma de obter hidrogênio no laboratório é mergulhar zinco metálico em uma solução de ácido clorídrico, conforme a reação descrita pela equação apresentada a seguir.

$$Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \longrightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

Considere que uma tira de zinco metálico foi colocada em um recipiente contendo $HC\ell$ em solução aquosa na concentração de 1 mol/L. Em 20 segundos a temperatura do recipiente elevou-se em 0,05 °C e 25 mL de hidrogênio foram produzidos.

Considerando que essa reação ocorreu a 27 °C e 1 atm, determine a velocidade da reação em mL H_2/s e em mol H_2/s.

(Use: $R = 0{,}082\ L \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.)

LEIA, ANALISE E RESPONDA

Cinética das reações do alumínio

Por ser leve e muito resistente, o alumínio se mostra o metal ideal para uma série de aplicações, entre as quais se podem citar peças automotivas, revestimentos, embalagens e artefatos de cozinha.

Diante da ampla disponibilidade desse metal em nosso dia a dia, uma professora de Química do Ensino Médio elaborou uma atividade experimental sobre cinética química a partir do estudo dos fatores que afetam a velocidade da reação de oxidação do alumínio em meio ácido, utilizando materiais simples e de baixo custo.

Inicialmente, a professora informou aos alunos que nesse experimento iria utilizar dois anéis de alumínio com a mesma massa, encontrados nas latas de refrigerante, e dois tubos de ensaio identificados pelas letras *A* e *B*, contendo cada um deles 10 mL de solução aquosa de ácido clorídrico com concentrações de 1,25 mol/L e 1,0 mol/L, respectivamente.

A seguir, pediu aos alunos que começassem a contar o tempo do experimento, com o auxílio de um cronômetro, a partir do instante em que os anéis fossem mergulhados nas soluções. Os alunos deveriam observar o que estava ocorrendo e descrever o sistema nos tempos 2 e 5 minutos.

A fotografia mostra o aspecto dos sistemas *A* e *B* no tempo igual a 2.

A fotografia mostra o aspecto dos dois sistemas no tempo igual a 5 minutos.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

Fonte: *Química Nova na Escola*. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a09.pdf>. Acesso em: 6 mar. 2014.

A respeito do experimento, responda às questões a seguir.

1. Qual evidência visual permite afirmar que ocorreu uma reação química?
2. Escreva a reação que ocorre em ambos os tubos de ensaio.
3. Qual substância é responsável pela efervescência observada nos tubos?
4. Descreva o aspecto dos tubos no tempo 2 minutos e indique se a maior liberação de gás ocorreu no tubo contendo a solução de maior ou no de menor concentração.
5. No tempo 5 minutos, em qual dos tubos há maior quantidade de alumínio metálico? Justifique.

O quadro a seguir deve ser usado para responder às questões **6**, **7** e **8**.

Tempo (minuto)	Número de mol de gás liberado (*A*)	Número de mol de gás liberado (*B*)
2	0,0075	0,0040
5	0,0125	0,01

6. Esboce um único gráfico demonstrando a formação de H_2 em função do tempo nos dois tubos.
7. Calcule a taxa de formação média de gás hidrogênio no tubo *B* nos cinco minutos iniciais da reação.
8. Considerando que, após certo tempo, ocorreu o fim das reações, nas quais os anéis de alumínio contidos em ambos os tubos foram totalmente consumidos, escreva o que se pode afirmar a respeito da quantidade de gás hidrogênio produzido em ambos os tubos.

Condições para a ocorrência de reações

CAPÍTULO 24

Existem vários fatores responsáveis pela ocorrência de uma reação. Entre eles, temos: a natureza dos reagentes, o contato entre eles, os choques eficazes e a energia de ativação.

A condição mais evidente para que uma reação ocorra é que os reagentes estejam em contato. O contato entre os reagentes permite que ocorram interações entre eles, originando os produtos.

Mesmo quando estão em contato, substâncias diferentes podem ou não reagir. Quando ocorre reação, dizemos que existe uma "afinidade" entre os reagentes. É muito difícil quantificar essa "afinidade", mesmo quando sabemos que ela existe.

Substâncias diferentes apresentam afinidades diferentes em relação a outra substância.

Sérgio Dotta Jr./The Next

O iodeto de potássio reage ao entrar em contato com o acetato de chumbo II, formando o iodeto de chumbo II (PbI_2), um precipitado amarelo.

Rita Barreto

Se cortarmos uma maçã em duas partes, e a uma delas aplicarmos suco de laranja, verificamos que essa parte não escurece (não se oxida). O escurecimento da outra parte é consequência da reação do gás oxigênio (O_2), presente no ar, com substâncias presentes na maçã. O gás oxigênio tem uma afinidade maior pela vitamina C, presente no suco de laranja. Por esse motivo, esse gás reage com a vitamina C, e não com as outras substâncias presentes na maçã.

TEORIA DA COLISÃO

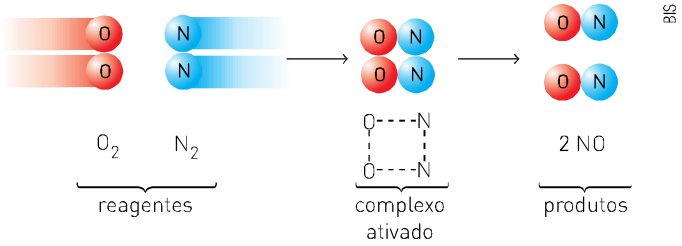
Quando colocamos os reagentes em contato, as partículas que os compõem irão colidir umas com as outras, e parte dessas colisões, dependendo da sua orientação e energia, poderá originar produtos.

Em todas as reações, os átomos que formam os reagentes se rearranjam, originando os produtos. No entanto, nem todos os choques entre as partículas que compõem os reagentes dão origem a produtos: são os chamados **choques não eficazes**. Os choques que resultam em quebra e formação de novas ligações são denominados **eficazes** ou **efetivos**.

No momento em que ocorre o choque em uma posição favorável, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos, denominada **complexo ativado**.

Complexo ativado: estado intermediário (estado de transição) formado entre reagentes e produtos, em cuja estrutura existem ligações enfraquecidas (presentes nos reagentes) e formação de novas ligações (presentes nos produtos).

Veja a seguir um exemplo da formação do complexo ativado. Para que ocorra a formação do complexo ativado, as moléculas dos reagentes devem apresentar energia suficiente, além da colisão em geometria favorável. Essa energia é denominada **energia de ativação** (E_a).

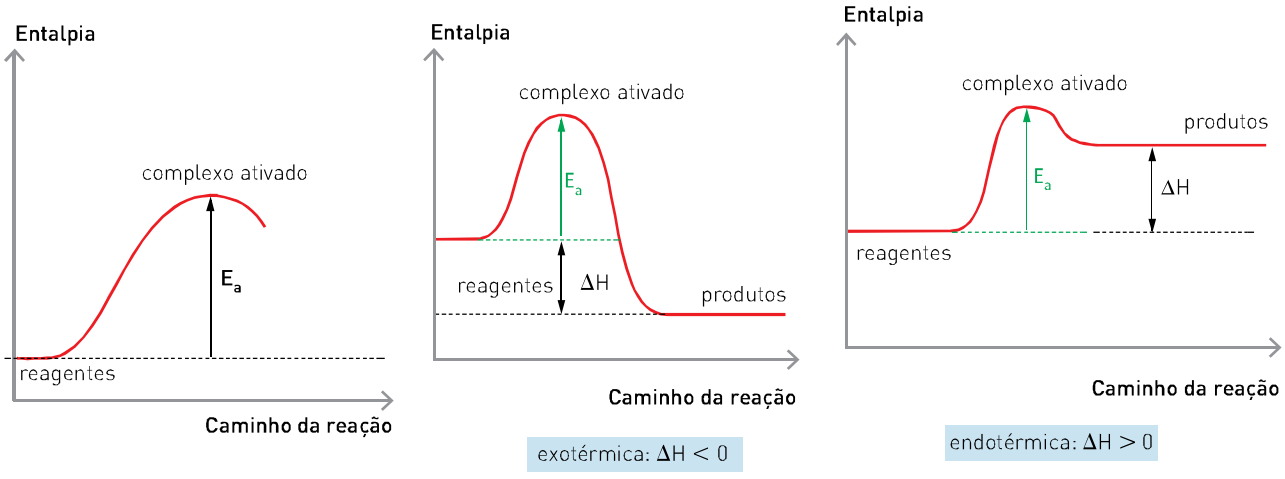


BIS

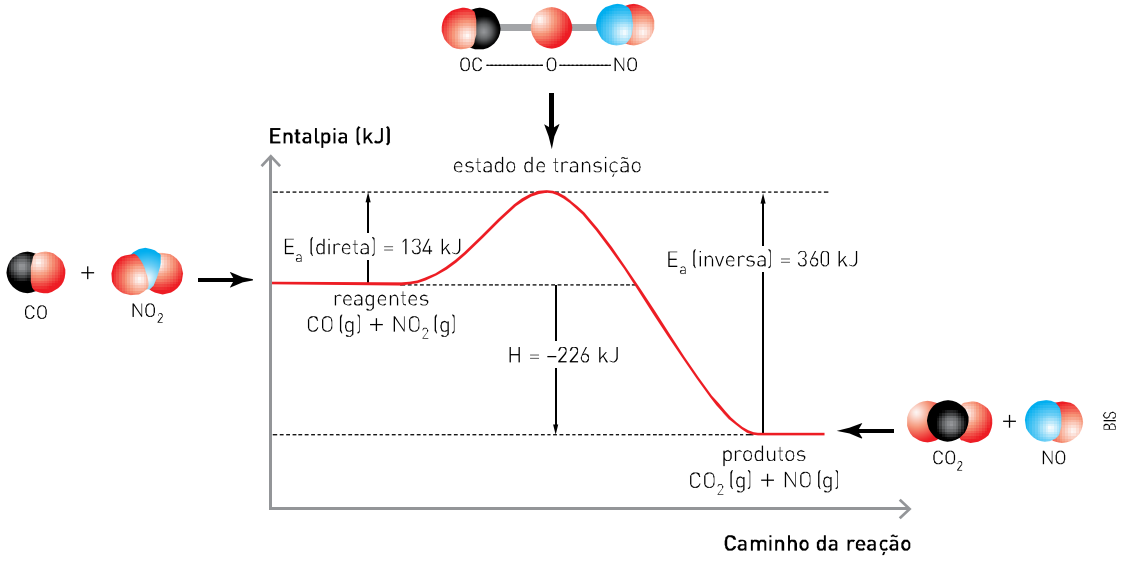
Energia de ativação (E_a): a menor quantidade de energia necessária que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo ativado e, consequentemente, para a ocorrência da reação.

Então, para que ocorra a formação do complexo ativado, as moléculas dos reagentes devem absorver uma quantidade de energia no mínimo igual à energia de ativação.

Esse fato ocorre tanto para as reações exotérmicas quanto para as endotérmicas, e seus diagramas, indicando o caminho da reação e a entalpia, podem ser representados por:



Para reações que podem ocorrer nos dois sentidos, temos: $CO + NO_2 \underset{\text{inversa}}{\overset{\text{direta}}{\rightleftharpoons}} CO_2 + NO$



Fonte: Hill, John W.; Petrucci, Ralph H. *General Chemistry*. 2. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2005. p. 549.

Experimentalmente, observamos que reações diferentes apresentam energias de ativação diferentes, e as reações que exigem **menor energia de ativação** ocorrem mais rapidamente, ou seja, com **maior rapidez**.

A única grandeza que indica o grau de dificuldade da ocorrência de uma reação é a energia de ativação; nem o valor nem o sinal do ΔH têm influência nesse fato.

Como exemplo disso, podemos mencionar a transformação do $C_{grafita}$ em $C_{diamante}$. Embora o ΔH da reação seja muito pequeno (2,90 kJ), é muito difícil obter esse processo porque ele exige uma E_a muito elevada.

A energia de ativação

Para que uma reação química possa ocorrer, é necessário que os reagentes recebam certa quantidade de energia, chamada energia de ativação (E_a). A quantidade, assim como a forma da E_a, varia de uma reação para outra. Em um grande número de situações, ela é fornecida aos reagentes através de um aquecimento; porém, esse fornecimento pode ser de outros tipos.

A reação entre os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2), componentes do ar, por exemplo, não ocorre em condições ambientes, embora exista um grande número de choques entre suas moléculas. A reação entre esses gases ocorre na atmosfera apenas quando associada às descargas elétricas dos relâmpagos, em dias chuvosos, e também no interior dos motores de explosões internas, quando a vela do automóvel libera uma faísca elétrica. Nesses casos, a E_a é fornecida pelas faíscas. A E_a necessária para a combustão do gás contido em um isqueiro, por exemplo, é proveniente de uma faísca.

A faísca também é usada para fornecer a E_a a um dispositivo usado em carros para proteger os motoristas: o *air bag*. Esse dispositivo é inflado pelo gás nitrogênio (N_2) produzido em uma reação praticamente instantânea, que ocorre entre o nitreto de sódio e o óxido de ferro III:

$$6\ NaN_3 + Fe_2O_3 \xrightarrow{\text{faísca}} 3\ Na_2O + 2\ Fe + 9\ N_2$$

Já os fósforos que usamos diariamente só entram em combustão quando atritados; nesse caso, a E_a é obtida a partir do atrito.

Thinkstock/Getty Images

FStop/Caspar Benson/Diomedia

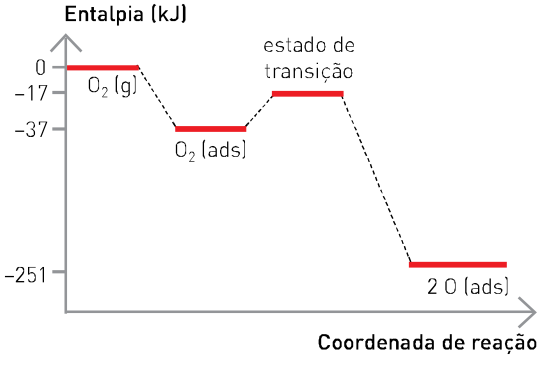
Thinkstock/Getty Images

Enrique Sol/Easypix Brasil

Na natureza, os relâmpagos fornecem energia para que ocorra a reação entre N_2 e O_2, componentes do ar.

Exercícios resolvidos

1. (UFC-CE) Dado o diagrama de entalpia para os processos de adsorção e dissociação de O_2, em superfície de platina:



a) Calcule os valores das variações de entalpia (ΔH) para as seguintes etapas:

I. O_2 (g) → O_2 (adsorvido)

II. O_2 (adsorvido) → 2 O (adsorvido)

III. O_2 (g) → 2 O (adsorvido)

b) Calcule o valor da energia de ativação da etapa:

O_2 (adsorvido) → 2 O (adsorvido)

Solução

a) Para o cálculo do ΔH, devemos conhecer a entalpia de cada espécie, observando o gráfico.

$$\Delta H = H_f - H_i$$

I. O_2 (g) → O_2 (ads) $\quad \Delta H = -37 - 0$

H: 0 −37 $\quad \Delta H = -37$ kJ

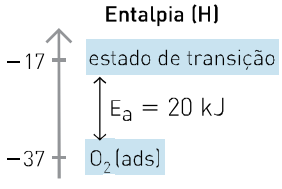
II. O_2 (ads) → 2 O (ads) $\quad \Delta H = (-251) - (-37)$

H: −37 −251 $\quad \Delta H = -214$ kJ

III. O_2 (g) → 2 O (ads) $\quad \Delta H = -251 - 0$

H: 0 −251 $\quad \Delta H = -251$ kJ

b) A energia de ativação é a que deve ser fornecida ao reagente, O_2 (ads), até originar o complexo ativado (estado de transição). Logo, temos:



2. (Unifesp) Na tabela, são fornecidas as energias de ativação e as variações de entalpia, a 25 °C, de três reações do tipo *A* → *B*.

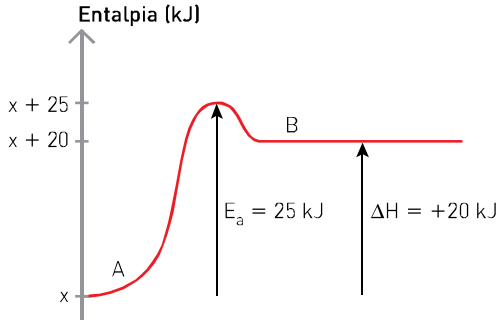
Reação	E_a (kJ/mol)	ΔH (kJ/mol)
I	85	−20
II	50	−30
III	25	+20

Para a reação que apresenta maior velocidade de conversão de *A* em *B*, a diferença entre a energia de ativação do complexo ativado e a entalpia do produto deve valer:

a) 5 kJ
b) 45 kJ
c) 65 kJ
d) 80 kJ
e) 105 kJ

Solução

A reação de maior velocidade apresenta a menor energia de ativação (25 kJ/mol): reação III. Representando graficamente a reação III, temos:

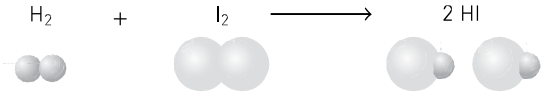


Logo, a diferença entre a energia de ativação e a entalpia do produto (*B*) é igual a:

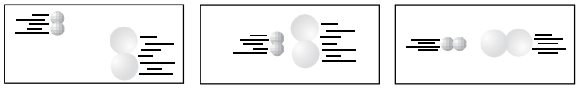
$$(x + 25) - (x + 20) = 5 \text{ kJ}$$

Exercícios fundamentais

1. Considere a seguinte reação, entre hidrogênio e iodo:



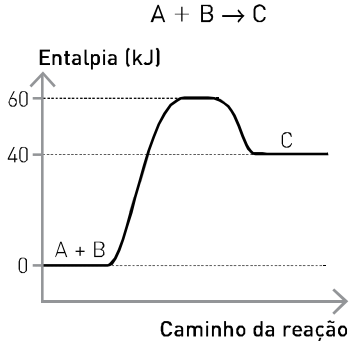
As figuras seguintes representam possíveis colisões entre os reagentes:



Ilustrações: BIS

Indique qual(ais) dessa(s) figura(s) representa(m) uma geometria apropriada para que a reação ocorra.

O diagrama representa uma reação:



Observando o diagrama, responda às questões de **2** a **6**.

2. Dê o valor da entalpia dos reagentes.

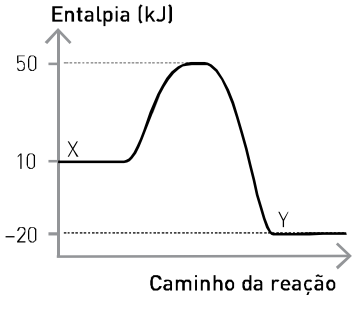
3. Dê o valor da entalpia dos produtos.

4. Determine o ΔH da reação.

5. A reação é endotérmica ou exotérmica?

6. Dê o valor da energia de ativação da reação.

O diagrama representa as reações:



Responda às questões de **7** a **12**.

A respeito da reação direta:

7. A reação é exotérmica ou endotérmica?

8. Calcule o ΔH da reação.

9. Indique o valor da energia de ativação.

A respeito da reação inversa:

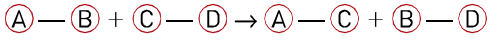
10. A reação é exotérmica ou endotérmica?

11. Calcule o ΔH da reação.

12. Indique o valor da energia de ativação.

Testando seu conhecimento

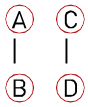
1. (Unifor-CE) Para que a reação representada por

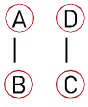


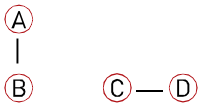
possa ocorrer:

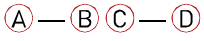
- as moléculas AB devem colidir com as moléculas CD;
- as moléculas que colidem devem possuir um mínimo de energia necessária à reação;
- as colisões moleculares efetivas devem ocorrer com moléculas convenientemente orientadas.

Dentre as orientações abaixo, no momento da colisão, a que deve favorecer a reação em questão é:

a) 

b) 

c) 

d) 

e)

2. (PUC-MG) A quantidade mínima de energia necessária para que as moléculas possam reagir chama-se:

a) energia de ionização.
b) energia de ligação.
c) energia de dissociação.
d) energia de ativação.
e) energia de excitação.

3. Qual dos diagramas representa a reação que ocorre mais facilmente?

a)

b)

c)

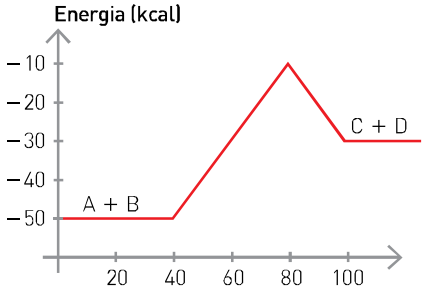
d)

4. (UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado. Porém, basta um ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor.

Considerando-se essas observações, é correto afirmar que a reação:

a) é endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
b) é endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.
c) é exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
d) é exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

5. (UFPE) O gráfico abaixo indica na abscissa o andamento de uma reação química desde os reagentes (A + B) até os produtos (C + D) e na ordenada as energias envolvidas na reação. Qual o valor da energia de ativação da reação A + B → C + D?

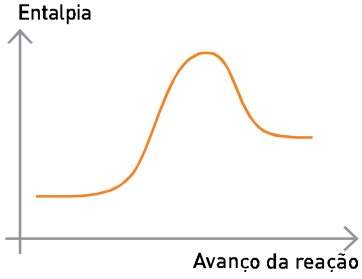


6. (Ufal) Para a reação química representada por:

$$A + B \rightleftharpoons X \rightleftharpoons C + D$$

X = complexo ativado

foi obtida a curva da entalpia em função do caminho da reação (coordenada da reação ou avanço) ao lado.



Copie e complete esse diagrama parcial indicando:

a) posição de reagentes, produtos e complexo ativado;

b) energia de ativação, E_a;

c) energia liberada ou absorvida na reação, ΔH.

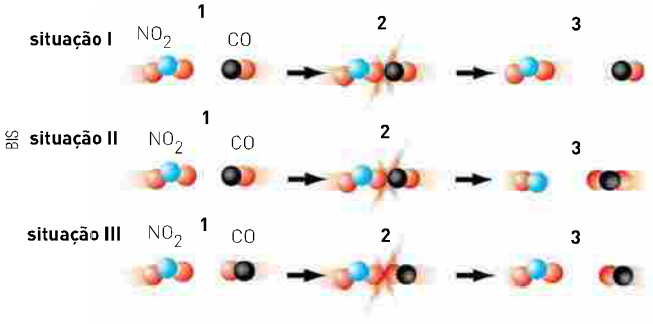
7. (FGV-SP) A energia envolvida nos processos industriais é um dos fatores determinantes da produção de um produto. O estudo da velocidade e da energia envolvida nas reações é de fundamental importância para a otimização das condições de processos químicos, pois alternativas como a alta pressurização de reagentes gasosos, a elevação de temperatura ou ainda o uso de catalisadores podem tornar economicamente viáveis determinados processos, colocando produtos competitivos no mercado.

O estudo da reação reversível $A + B \rightleftharpoons C + D$ revelou que ela ocorre em uma única etapa. A variação de entalpia da reação direta é de −25 kJ. A energia de ativação da reação inversa é +80 kJ. Então, a energia de ativação da reação direta é igual a:

a) −80 kJ
b) −55 kJ
c) +55 kJ
d) +80 kJ
e) +105 kJ

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFRGS-RS) As figuras abaixo representam as colisões entre as moléculas reagentes de uma mesma reação em três situações.



Pode-se afirmar que:

a) na situação I, as moléculas reagentes apresentam energia maior que a energia de ativação, mas a geometria da colisão não favorece a formação dos produtos.

b) na situação II, ocorreu uma colisão com geometria favorável e energia suficiente para formar os produtos.

c) na situação III, as moléculas reagentes foram completamente transformadas em produtos.

d) nas situações I e III, ocorreram reações químicas, pois as colisões foram eficazes.

e) nas situações I, II e III, ocorreu a formação do complexo ativado, produzindo novas substâncias.

2. (PUC-RS) A velocidade de uma reação química depende:

I. do número de colisões intermoleculares por unidade de tempo;
II. da energia cinética das moléculas que colidem entre si;
III. da orientação das moléculas na colisão, isto é, da geometria da colisão.

Está(ão) correta(s) a(s) alternativa(s):

a) I, II e III.
b) somente III.
c) somente II.
d) somente I e II.
e) somente I.

3. (UFMG) O propeno, $CH_3 — CH = CH_2$, ao reagir com o brometo de hidrogênio, HBr, produz uma mistura de dois compostos: o brometo de n-propila, $CH_3 — CH_2 — CH_2Br$, e o brometo de isopropila, $CH_3 — CHBr — CH_3$.

As reações responsáveis pela formação desses compostos estão representadas nestas duas equações:

Reação I

$$CH_3 — CH = CH_2 + HBr \rightarrow \underset{\text{brometo de n-propila}}{CH_3 — CH_2 — CH_2Br}$$

$\Delta H = -150$ kJ/mol

Reação II

$$CH_3 — CH = CH_2 + HBr \rightarrow \underset{\text{brometo de isopropila}}{CH_3 — CHBr — CH_3}$$

$\Delta H = -160$ kJ/mol

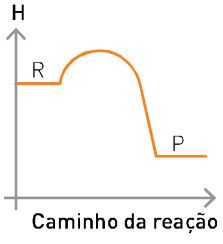
Sabe-se que a velocidade da reação II é maior que a da reação I.

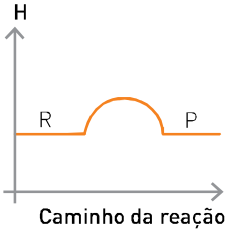
Comparando-se essas duas reações, é correto afirmar que, na II,

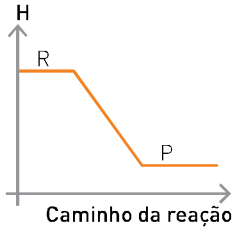
a) a energia de ativação é maior.
b) a energia do estado de transição é menor.
c) a energia dos reagentes é maior.
d) a energia liberada na forma de calor é menor

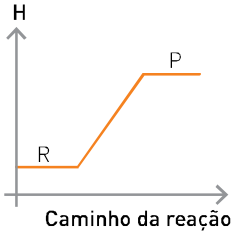
4. (UFV-MG) A queima da gasolina ou do álcool, nos motores dos carros, é que fornece a energia motriz dos mesmos. No entanto, para que haja a "explosão" no motor, faz-se necessário o uso de velas de ignição.

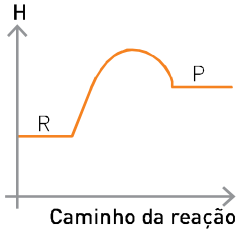
Qual dos gráficos abaixo melhor representa a variação de entalpia (calor de reação a pressão constante) da reação de combustão no motor?

a)


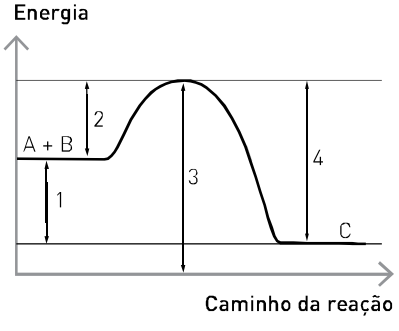
c)


e)


b)


d)


5. (PUC-MG) O diagrama ao lado representa a evolução de energia potencial em função do caminho de uma reação química (A + B → C):



Considere as afirmações:

I. O intervalo 1 representa a variação de entalpia (ΔH) da reação.
II. O intervalo 2 representa a energia de ativação da reação.
III. O intervalo 3 representa a variação de entalpia (ΔH) da reação inversa.
IV. O intervalo 4 representa a energia de ativação da reação inversa.

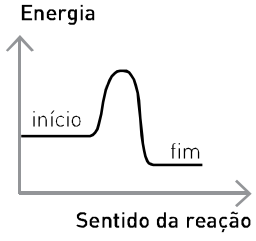
São corretas as afirmações:

a) I e II apenas.
b) I, III e IV.
c) III e IV apenas.
d) I, II e IV.

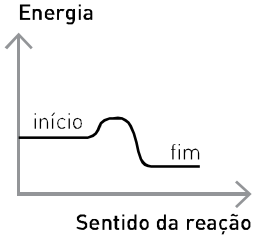
6. (Ence-RJ-Uerj-Cefet-UFRJ) É proibido, por lei, o transporte de materiais explosivos e/ou corrosivos em veículos coletivos. Na Tijuca, bairro da Zona Norte do município do Rio de Janeiro, um sério acidente causou vítimas fatais quando uma caixa contendo explosivos foi arrastada pelo piso de um ônibus. A energia resultante do atrito iniciou uma reação de grande velocidade, que liberou calor e promoveu reações em cadeia nos explosivos, provocando incêndio e liberando muitos gases tóxicos.

Dentre os gráficos a seguir, aquele que melhor representa o fenômeno ocorrido com a caixa de explosivos no interior do coletivo é:

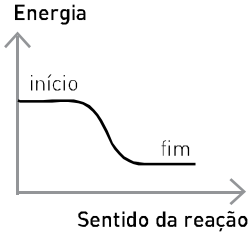
a)



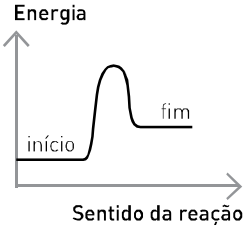
b)



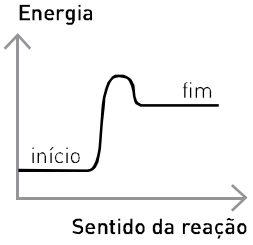
c)



d)



e)

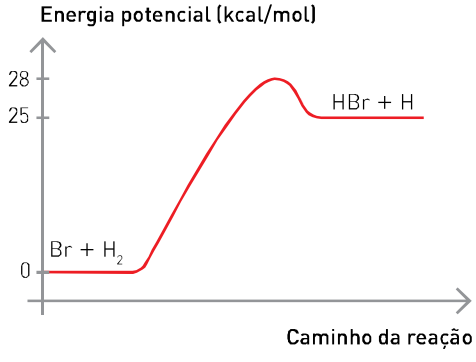


7. (UFBA) Considere o diagrama ao lado para a reação:

$$Br + H2 \rightarrow HBr + H$$

A entalpia da reação e a energia de ativação representadas são, respectivamente:

a) 3 kcal/mol e 28 kcal/mol
b) 28 kcal/mol e 25 kcal/mol
c) 28 kcal/mol e 3 kcal/mol
d) 25 kcal/mol e 28 kcal/mol
e) 25 kcal/mol e 3 kcal/mol



8. (PUC-MG) Considere a reação $\frac{1}{2}\ H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ I_2\ (g) \rightarrow HI\ (g)$, que possui uma energia de ativação de 170 kJ e uma variação de entalpia $\Delta H = +30$ kJ. A energia de ativação de decomposição do iodeto de hidrogênio é:

a) 30 kJ **b)** 110 kJ **c)** 140 kJ **d)** 170 kJ

9. (ITA-SP) Considere as reações representadas pelas equações químicas abaixo:

$$A\ (g) \underset{-1}{\overset{+1}{\rightleftharpoons}} B\ (g) \underset{-2}{\overset{+2}{\rightleftharpoons}} C\ (g) \quad \text{e} \quad A\ (g) \underset{-3}{\overset{+3}{\rightleftharpoons}} C\ (g)$$

O índice positivo refere-se ao sentido da reação da esquerda para a direita, e o negativo, ao da direita para a esquerda. Sendo E_a a energia de ativação e ΔH a variação de entalpia, são feitas as seguintes afirmações, todas relativas às condições padrão:

I. $\Delta H_{+3} = \Delta H_{+1} + \Delta H_{+2}$
II. $\Delta H_{+1} = -\Delta H_{-1}$
III. $E_{a+3} = E_{a+1} + E_{a+2}$
IV. $E_{a+3} = -E_{a-3}$

Das afirmações acima está(ão) correta(s):

a) apenas I e II.
b) apenas I e III.
c) apenas II e IV.
d) apenas III.
e) apenas IV.

CAPÍTULO 25

Fatores que influem na rapidez das reações

As situações apresentadas mostram dois fatores que influem na rapidez de uma reação química: a superfície de contato e a temperatura. Além desses, a utilização de catalisadores e a concentração dos reagentes também influenciam na rapidez das reações químicas.

A seguir, estudaremos cada um desses fatores.

John Rowley/Iconica /Getty Images

Alimentos sólidos devem ser mastigados várias vezes antes de ser ingeridos. A recomendação não é por acaso: ao triturar os alimentos na boca, aumentamos sua superfície de contato, o que torna a digestão mais rápida. Durante a digestão, íons H^+ são retirados do sangue para a produção de $HC\ell$. Essa retirada provoca o que se denomina **alcalose pós-prandial**, ou seja, um estado de sonolência após as refeições. Essa alcalose será mais intensa se os alimentos forem ingeridos em pedaços maiores, aumentando o tempo de digestão e a quantidade de íons H^+ retirados do sangue.

Thinkstock/Getty Images

As contusões de atletas frequentemente são tratadas com a aplicação imediata de gelo sobre o local atingido. As reações que causam inflamações ocorrem mais lentamente em temperaturas menores, causando, portanto, menos danos aos tecidos. Após um ou mais dias, costuma-se aplicar compressas quentes nas áreas afetadas, o que favorece a dispersão dos fluidos acumulados no edema.

SUPERFÍCIE DE CONTATO

Para investigar o efeito da superfície de contato na velocidade, vamos considerar a reação a seguir.

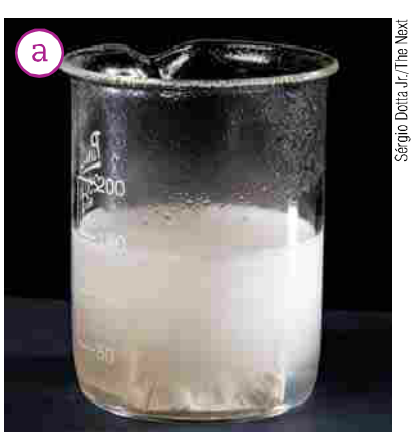
$$CaCO_3\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \longrightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$$

Observe os dois recipientes das imagens ao lado. Ambos contêm $CaCO_3$ (mármore), mas em situações diferentes: em pedaço (fotografia *a*) e em pó (fotografia *b*). Apesar de os dois recipientes conterem a mesma massa de $CaCO_3$ (s), o mesmo volume de $HC\ell$ (aq), de igual concentração e temperatura, a efervescência no recipiente contendo mármore em pó foi mais intensa, indicando que a velocidade da reação também foi maior. Isso ocorre porque as colisões entre as partículas dos reagentes acontecem na superfície do sólido.

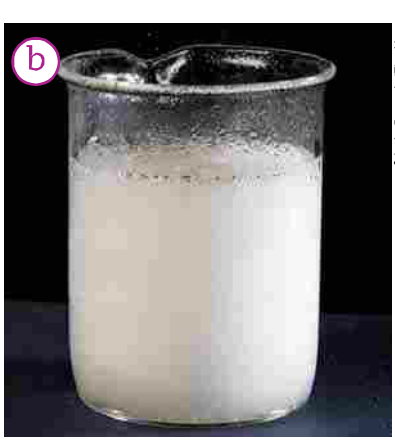
Quanto mais fragmentado o sólido, maior a quantidade de reagentes em contato, maior o número de colisões, maior a rapidez da reação.

Assim, podemos concluir que:

> Quanto maior a superfície de contato dos reagentes, maior a **rapidez** da reação.



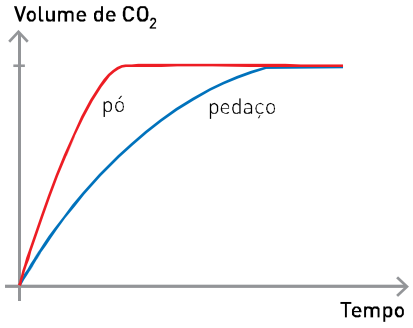
Sérgio Dotta Jr./The Next



Sérgio Dotta Jr./The Next

Podemos observar como o mármore em pedaço (*a*) reagiu em velocidade menor que o mármore em pó (*b*).

O aumento da superfície intensificou a rapidez da reação, mas não alterou a quantidade do produto formado. Portanto, o volume de CO_2 produzido será o mesmo ao final das duas reações, o que é representado pelo gráfico ao lado.



TEMPERATURA

Muitos acontecimentos cotidianos podem servir para demonstrar a relação entre a mudança na rapidez das reações e a mudança de temperatura.

Thinkstock/Getty Images

Um alimento cozinha mais rapidamente em uma panela de pressão, porque nela a água ferve a uma temperatura maior.

Image Source/Photodisc/Getty Images

Para uma melhor conservação, os alimentos são guardados em refrigeradores ou *freezers*, que mantêm temperaturas menores que a do ambiente, diminuindo a rapidez das reações responsáveis pela decomposição.

O primeiro cientista a relacionar variação de temperatura e velocidade das reações foi Jacobus van't Hoff (1852-1911), no final do século XIX.

Um aumento da temperatura provoca um aumento da energia cinética média das moléculas.

Como as moléculas se movimentam mais rapidamente, elas colidem com maior frequência e com maior energia, o que provoca um aumento na rapidez da reação química.

Um aumento na temperatura provoca um aumento na rapidez da reação química.

Kari Greer/US Forest Services/Corbis/Latinstock

Em um ambiente onde a perda de calor é pequena — como em uma floresta —, a temperatura aumenta e provoca aumento na rapidez da reação de combustão. É isso que torna os incêndios, especialmente os florestais, tão devastadores.

CATALISADORES

Nosso sistema digestório converte os nutrientes (proteínas, carboidratos e gorduras) em substâncias que podem ser absorvidas e usadas pelas células. Essas transformações ocorreriam com uma velocidade muito menor se não existissem, em nosso organismo, substâncias capazes de acelerar o metabolismo, ou seja, as reações do organismo, sem serem consumidas nessas reações. Essas substâncias são um tipo de proteína altamente específica, denominada **enzima**, e constituem os **catalisadores biológicos** ou **biocatalisadores**.

Roy Morsch/Easypix Brasil

Uma amostra de açúcar exposta ao oxigênio do ar pode demorar séculos para reagir. Entretanto, em nosso organismo, o açúcar é consumido em poucos segundos quando entra em contato com o oxigênio. Isso se deve à presença de enzimas que agem sobre as moléculas do açúcar e criam estruturas que reagem mais facilmente com o oxigênio; ou seja, nesse novo processo, a energia de ativação é menor.

Catalisador: substância capaz de acelerar uma reação sem ser consumida na reação.

Os catalisadores criam um caminho alternativo, que exige menor energia de ativação, possibilitando que a reação se processe de maneira mais rápida.

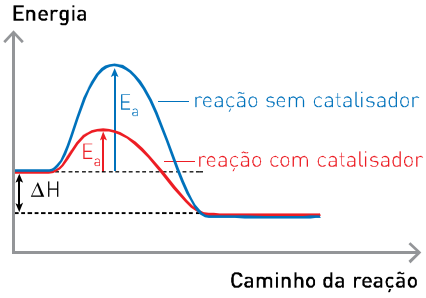
O primeiro cientista a explicar a ação de um catalisador foi Svante Arrhenius (1859-1927), em 1889. Ele constatou que o catalisador se combina com o reagente, originando um composto intermediário que, por sua vez, se transforma, originando o produto e se regenerando em seguida.

Um exemplo do abaixamento da energia de ativação por catalisador é o que ocorre com o ozônio (O_3) na estratosfera, na presença de átomos de cloro. Os átomos de cloro provenientes do clorofluorcarbono (CFC), conhecidos por fréon, catalisam a decomposição do O_3, segundo as equações:

$$\cancel{C\ell\,(g)} + O_3\,(g) \longrightarrow \cancel{C\ell O\,(g)} + O_2\,(g) \quad E_a = 2{,}1\ kJ$$

$$\cancel{C\ell O\,(g)} + O\,(g) \longrightarrow \cancel{C\ell\,(g)} + O_2\,(g) \quad E_a = 0{,}4\ kJ$$

reação global: $O_3\,(g) + O\,(g) \longrightarrow 2\,O_2\,(g)$



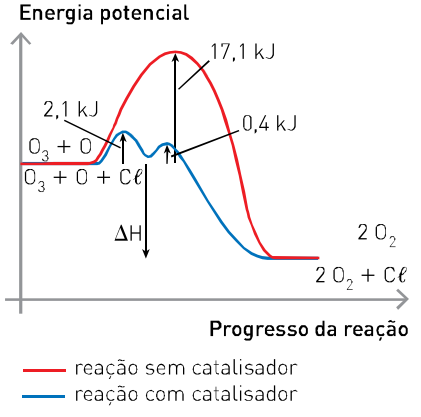
O gráfico ao lado mostra os caminhos da reação na presença e na ausência de catalisador.

Podemos notar que as energias de ativação correspondentes às duas etapas da reação catalisada (2,1 kJ e 0,4 kJ) são bem menores do que a energia de ativação da reação não catalisada:

$$O_3 + O \longrightarrow 2\,O_2 \qquad E_a = 17{,}1\ kJ$$

Pelo gráfico também podemos deduzir que a segunda etapa da reação catalisada é mais rápida do que a primeira, pois apresenta menor energia de ativação (0,4 kJ < 2,1 kJ).

As reações que ocorrem na presença de catalisadores são denominadas **catálises**, que podem ser de dois tipos: **homogênea** e **heterogênea**.



Catálise homogênea

Nesse tipo de reação, os reagentes e o catalisador formam um sistema monofásico ou homogêneo. Veja os exemplos:

$$\underbrace{H_2O_2\,(aq) \xrightarrow{I^-\,(aq)} H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)}_{\text{uma fase}}$$

$$\underbrace{SO_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \xrightarrow{NO_2\,(g)} SO_3\,(g)}_{\text{uma fase}}$$

Sérgio Dotta Jr./The Next

A adição de uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI) a uma solução aquosa de H_2O_2 origina um sistema homogêneo. Nesse processo, o iodeto atua como catalisador.

Catálise heterogênea

Nesse tipo de reação, os reagentes e o catalisador formam um sistema com mais de uma fase. Veja os exemplos:

$$\underbrace{H_2O_2\,(aq) \xrightarrow{Pt\,(s)} H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)}_{\text{duas fases}}$$

$$\underbrace{N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \xrightarrow{Fe\,(s)} 2\,NH_3\,(g)}_{\text{duas fases}}$$

Sérgio Dotta Jr./The Next

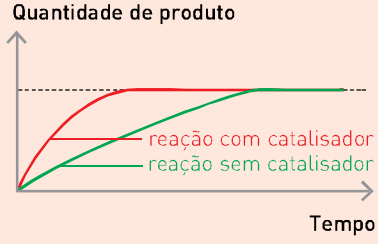
Um pedaço de platina em contato com uma solução de H_2O_2 forma um sistema heterogêneo. Nesse processo, a platina atua como catalisador.

CONCENTRAÇÃO DE REAGENTES

Em um pedaço de carvão em brasa, as moléculas de oxigênio (O_2) presentes no ar colidem com o carvão. No entanto, apenas 20% das moléculas do ar são de O_2 (g); as demais também colidem com o carvão, mas não participam da reação. Nessa situação, o carvão queima lentamente.

Se colocarmos esse carvão em brasa em um frasco contendo gás oxigênio puro, ele se inflamará. Isso se deve ao fato de que, nesse caso, todas as moléculas que se chocam com o carvão são de O_2 (g), o que permite concluir que o aumento da concentração de oxigênio, que passou de 20% para 100%, provocou um aumento na velocidade da reação.

> *Um catalisador acelera a reação, mas não aumenta seu rendimento, isto é, é produzida a mesma quantidade de produto, mas em um período de tempo menor.*



> *O catalisador não altera o ΔH da reação.*

> *Um catalisador acelera tanto a reação direta quanto a inversa, pois diminui a energia de ativação de ambas.*

Thales Trigo

Queima de carvão em concentração de O_2 a 100%.

Thinkstock/Getty Images

Queima de carvão em concentração de O_2 a 20%.

A partir desse fato, podemos concluir que a velocidade de uma reação depende também da concentração dos reagentes, pois ela está relacionada com o número de choques entre as moléculas. Vamos aplicar esse conceito na reação entre NO (g) e O_2 (g).

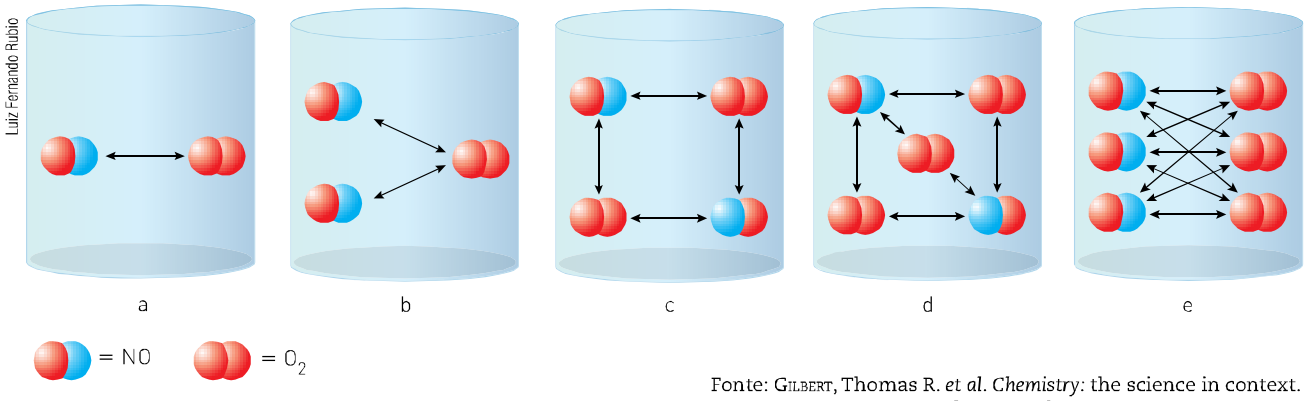


Ilustração fora de escala e em cores-fantasia.

Fonte: Gilbert, Thomas R. *et al. Chemistry:* the science in context. 2. ed. New York: WW Norton, 2009. p. 685.

As ilustrações mostram como o aumento das concentrações de NO (g) e O_2 (g) aumentam o número de choques (indicados pelas setas ↔), o que acarreta aumento na rapidez da reação.

Exercícios resolvidos

(Pasusp) Texto e tabelas para as questões **1** e **2**.

A reação de decomposição do ânion tiossulfato ($S_2O_3^{2-}$), em soluções contendo ácido clorídrico (HCℓ), ocorre segundo a seguinte equação:

$$S_2O_3^{2-}\,(aq) + 2\,H^+\,(aq) \longrightarrow S\,(s) + SO_2\,(g) + H_2O$$

Para estudar a velocidade da formação do enxofre (sólido amarelo), a partir da decomposição do ânion tiossulfato ($S_2O_3^{2-}$), um aluno adicionou a mesma quantidade de solução de HCℓ em vários tubos de ensaio. Adicionou, em seguida, a cada tubo, diferentes volumes de solução de tiossulfato de sódio ($Na_2S_2O_3$). Completou o volume até 10 mL com água e cronometrou o tempo necessário para que se formasse uma mesma quantidade de enxofre em cada experimento (tabela 1). Também foram feitos experimentos para investigar o efeito da temperatura na velocidade da reação e, nesse caso, o aluno adicionou a cada um dos tubos de ensaio 2 mL de solução de HCℓ, 5 mL de solução de $Na_2S_2O_3$ e 3 mL de água, a dadas temperaturas, conforme mostra a tabela 2.

TABELA 1

Volume de solução de HCℓ (mL)	Volume de solução de $Na_2S_2O_3$ (mL)	Volume de água (mL)	Tempo (s)
2	1	7	410
2	2	6	355
2	3	5	241
2	4	4	115
2	5	3	61

TABELA 2

Volume de solução de HCℓ (mL)	Volume de solução de $Na_2S_2O_3$ (mL)	Volume de água (mL)	Temperatura (°C)	Tempo (s)
2	5	3	5	152
2	5	3	10	130
2	5	3	20	90
2	5	3	30	59
2	5	3	45	35

1. A primeira série de experimentos, cujos dados são mostrados na tabela 1, permite concluir que:

a) a velocidade da reação não depende da quantidade de tiossulfato adicionado.

b) a velocidade de formação de enxofre depende da concentração de ácido clorídrico.

c) a quantidade de enxofre formada depende da concentração de tiossulfato.

d) a formação de enxofre somente ocorre na presença de ácido (HCℓ).

e) o enxofre aparece mais rapidamente em soluções contendo mais tiossulfato.

Solução

Pela análise da tabela 1 e de acordo com o texto da questão, nota-se que, quanto maior o volume da solução de tiossulfato de sódio usado, menor é o tempo para que seja formada a mesma quantidade de enxofre. Ou seja, o enxofre aparece mais rapidamente em soluções contendo mais tiossulfato.

Resposta: *e*.

2. Analisando-se a influência da temperatura na velocidade de formação do enxofre (tabela 2), pode-se concluir que a primeira série de experimentos (representada pela tabela 1) foi realizada em temperatura mais próxima a:

a) 5 °C **b)** 10 °C **c)** 20 °C **d)** 30 °C **e)** 45 °C

Solução

Na tabela 2, mantiveram-se constantes as quantidades de HCℓ (2 mL), $Na_2S_2O_3$ (5 mL) e água (3 mL), variando a temperatura.

Na tabela 1, a 5ª linha apresenta as mesmas quantidades dessas substâncias, sendo que a reação demorou 61 s.

Voltando à tabela 2, a reação que ocorreu no espaço de tempo mais próximo de 61 s foi realizada em temperatura de 30 °C (4ª linha da tabela 2).

Isso sugere que a 1ª série de experimentos foi realizada em temperatura próxima de 30 °C.

Resposta: *d*.

3. (ITA-SP) A equação química hipotética A ⟶ D ocorre por um mecanismo que envolve as três reações unimoleculares abaixo (I, II e III). Nessas reações, ΔH representa as variações de entalpia, e E_a, as energias de ativação.

I. A ⟶ B; rápida, ΔH_I, E_{aI} II. B ⟶ C; lenta, ΔH_{II}, E_{aII} III. C ⟶ D; rápida, ΔH_{III}, E_{aIII}

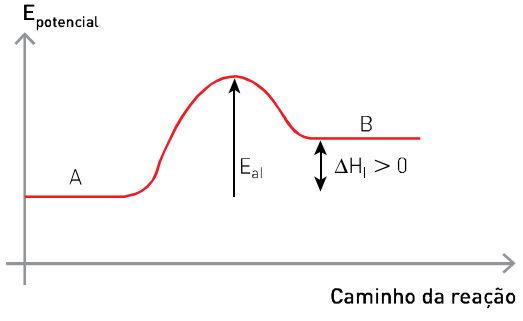
Trace a curva referente à energia potencial em função do caminho da reação A ⟶ D, admitindo que a reação global A ⟶ D seja exotérmica e considerando que: $\Delta H_{II} > \Delta H_I > 0$; $E_{aI} > E_{aIII}$.

Solução

Vamos montar o gráfico de acordo com as etapas indicadas.

I. A ⟶ B rápida ⟶ pequena energia de ativação (E_{aI})

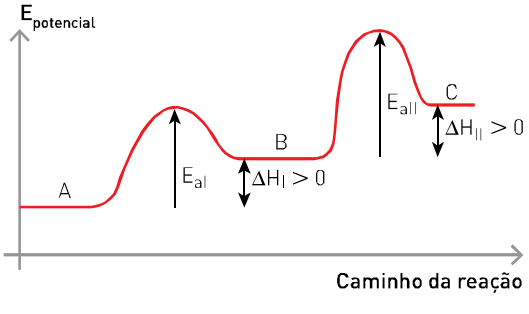
$\Delta H_I > 0$ ⟶ endotérmica ⟶ $H_P > H_R$



II. B ⟶ C lenta ⟶ elevada energia de ativação (E_{aII})

$\Delta H_{II} > 0$ ⟶ endotérmica ⟶ $H_P > H_R$

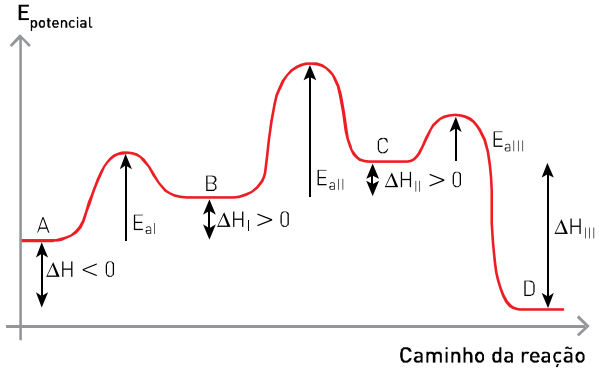
$\Delta H_{II} > \Delta H_I$



III. C ⟶ D rápida ⟶ pequena energia de ativação (E_{aIII})

$E_{aIII} < E_{aI}$

Como as etapas I e II são endotérmicas e a reação global é exotérmica, a etapa III (C ⟶ D) deve ser exotérmica, de tal maneira que $|\Delta H_{III}| > |\Delta H_I| + |\Delta H_{II}|$.



Exercícios fundamentais

Leia os dados abaixo e responda às questões de **1** a **3**.

Nos experimentos representados a seguir, utiliza-se uma mesma massa de casca de ovo e de vinagre:

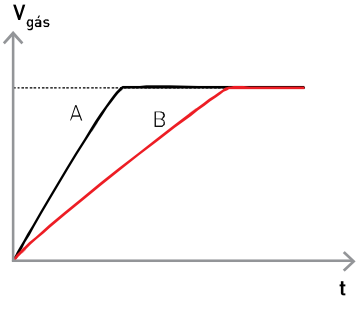
Experimento 1 — meia casca de ovo (1,0 g);

Experimento 2 — meia casca de ovo triturada (1,0 g).

Sabe-se que ocorre a reação:

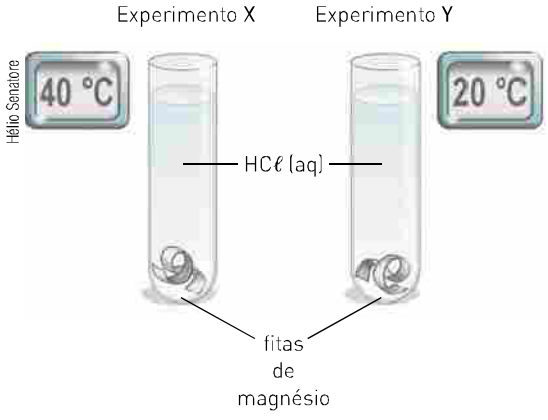
$$\underbrace{CaCO_3\,(s)}_{\text{casca do ovo}} + 2\,\underbrace{H_3CCOOH\,(aq)}_{\text{vinagre}} \longrightarrow Ca(H_3CCOO)_2\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

1. Por que ocorre maior efervescência no experimento 2?
2. Admitindo-se que em ambos os experimentos a casca de ovo foi totalmente consumida, indique em qual experimento se obteve o maior volume de gás. Justifique sua resposta.
3. Associe as curvas representadas no gráfico abaixo com os dois experimentos apresentados.



Com base nas informações abaixo, responda às questões de **4** a **9**.

Foram feitos dois experimentos, X e Y, utilizando-se fitas de magnésio (1,0 g) e solução aquosa de ácido clorídrico (0,1 mol/L), nos quais foram variadas as temperaturas. Em ambos os experimentos, o magnésio foi totalmente consumido.



A reação pode ser representada pelas equações:

$$Mg\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \longrightarrow MgC\ell_2\,(aq) + H_2\,(g)$$

$$Mg\,(s) + 2\,H^+\,(aq) + \cancel{2\,C\ell^-\,(aq)} \longrightarrow Mg^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,C\ell^-\,(aq)} + 2\,H_2\,(g)$$

$$Mg\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \longrightarrow Mg^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)$$

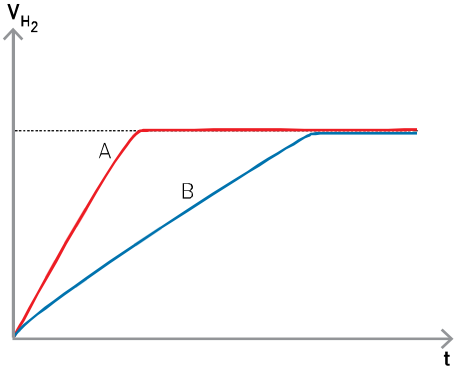
4. Em qual dos experimentos se pode observar efervescência? Justifique sua resposta.

5. Em qual dos experimentos ocorre maior efervescência?

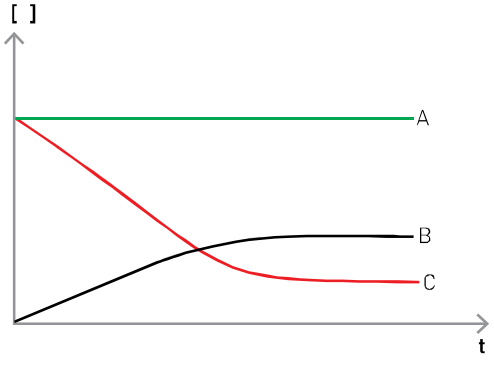
6. Se um experimento apresenta maior efervescência que o outro, isso significa que, ao final, a quantidade de gás produzida no primeiro experimento é maior do que a produzida no segundo? Justifique sua resposta.

7. Em qual experimento a rapidez da reação foi maior? Justifique sua resposta.

8. Associe as curvas do gráfico a seguir com os dois experimentos.

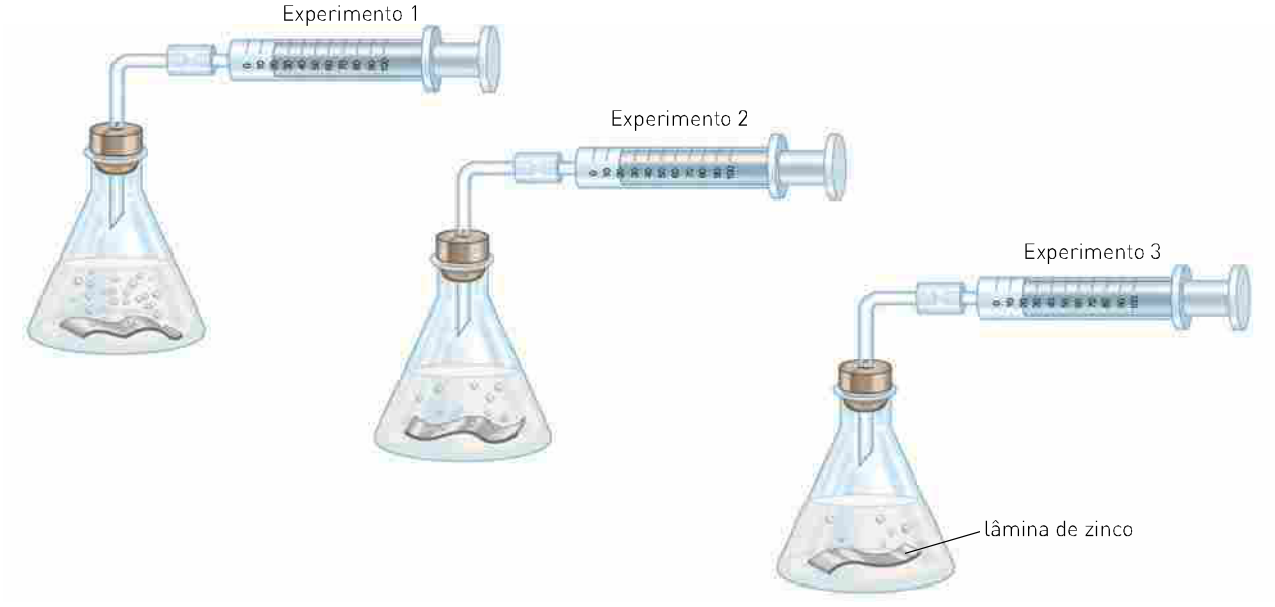


9. Com base na equação apresentada, associe as curvas com as espécies H^+, $C\ell^-$ e Mg^{2+}:



Com base nas informações abaixo, responda às questões de **10** a **13.**

Foram realizados três experimentos com o uso de três soluções aquosas de ácido clorídrico (0,05 mol/L, 0,1 mol/L e 0,2 mol/L), mergulhando nelas lâminas de zinco de aproximadamente 20 g cada uma, à mesma temperatura. Em todos esses experimentos o zinco não foi totalmente consumido.



10. Equacione a reação que ocorreu.

11. Para recolher um mesmo volume de gás, as reações ocorreram em tempos diferentes. Associe os seguintes tempos com as concentrações do ácido utilizadas: 20 s, 30 s e 60 s.

12. Ao final dos experimentos, em qual deles foi produzido maior volume de gás?

13. Em qual deles a massa de zinco restante foi maior?

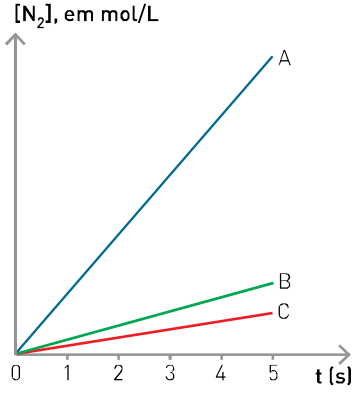
14. No estudo da reação abaixo, foram feitos três experimentos a 25 °C.

$$2\ NO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \longrightarrow N_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

O quadro a seguir mostra as concentrações iniciais de NO e H_2 (em mol/L):

	[NO], em mol/L	**[H_2], em mol/L**
Experimento I	1	1
Experimento II	2	1
Experimento III	1	0,5

Com os resultados, foi construído o diagrama abaixo. Associe as curvas A, B e C com os experimentos I, II e III.

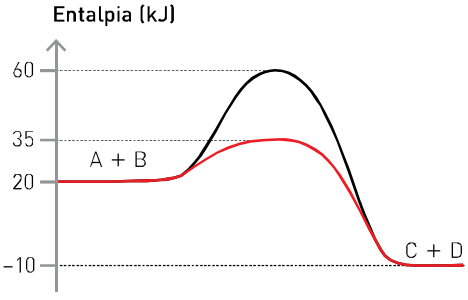


15. Observe as equações a seguir.

$$X + Y \longrightarrow XY \qquad XY + R \longrightarrow XR + Y$$

Entre as substâncias mencionadas, qual é o catalisador?

Com base no diagrama a seguir e considerando a reação direta $A + B \longrightarrow C + D$, responda às questões de **16** a **19**.



16. É uma reação endotérmica ou exotérmica?

17. Determine o valor da energia de ativação dessa reação sem catalisador.

18. Determine o valor da energia de ativação dessa reação com catalisador.

19. Qual é o ΔH da reação?

Agora considere a reação inversa $C + D \longrightarrow A + B$ e responda às questões de **20** a **23**.

20. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

21. Determine o valor da energia de ativação dessa reação sem catalisador.

22. Determine o valor da energia de ativação dessa reação com catalisador.

23. Qual é o ΔH da reação?

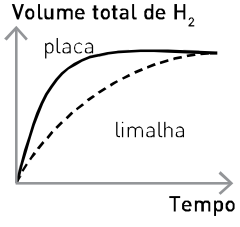
Testando seu conhecimento

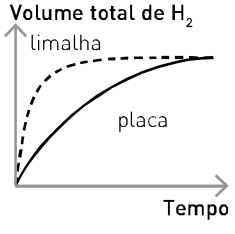
1. (Ufal) A sabedoria popular diz que "fogo de palha queima rápido". Quando se compara a queima de um tronco de árvore com a da palha derivada de um vegetal, nota-se a veracidade desse dito popular. O aumento da velocidade de reação de combustão da palha quando comparada à combustão do tronco deve-se:

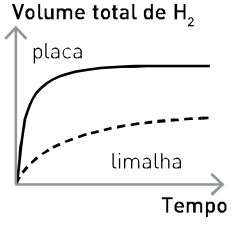
a) à formação de produtos diferentes de reação.
b) à diferente composição da celulose nas células vegetais.
c) ao maior conteúdo de água na palha.
d) à presença de substâncias voláteis na palha.
e) à maior superfície de contato entre os reagentes (celulose e oxigênio).

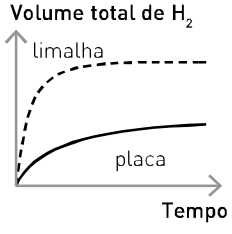
2. (UFMG) Em dois experimentos, massas iguais de ferro reagiram com volumes iguais de uma mesma solução aquosa de ácido clorídrico, à mesma temperatura. Num dos experimentos, usou-se uma placa de ferro; no outro, a mesma massa de ferro, na forma de limalha.

Nos dois casos, o volume total de gás hidrogênio produzido foi medido, periodicamente, até que toda a massa de ferro fosse consumida.
Indique a alternativa cujo gráfico melhor representa as curvas do volume total do gás hidrogênio produzido em função do tempo.

a)


b)


c)


d)


3. (UEL-PR) A conservação de alimentos pode ser feita de diferentes modos: pelo uso de um meio fortemente salgado, capaz de promover a desidratação dos microrganismos, como na carne-seca; pela utilização de conservantes, como o benzoato de sódio, que reduzem a velocidade de oxidação e decomposição; ou pela diminuição da temperatura, reduzindo a velocidade da reação, uma vez que o aumento de 10 °C aproximadamente duplica a velocidade da reação. Supondo apenas o efeito da temperatura e considerando que, à temperatura ambiente (25 °C), a validade de um alimento é de 4 dias, sobre a sua durabilidade, quando conservado em geladeira a 5 °C, é correto afirmar:

a) A velocidade de decomposição seria reduzida em aproximadamente um quarto.
b) A velocidade de decomposição seria reduzida pela metade.
c) O alimento teria um prazo de validade indeterminado.
d) A durabilidade desse alimento é imprevisível.
e) O alimento se deteriorará em uma semana.

4. (Udesc) Se um comprimido efervescente que contém ácido cítrico e carbonato de sódio for colocado em um copo com água, e mantiver-se o copo aberto, observa-se a dissolução do comprimido acompanhada pela liberação de um gás. Assinale a alternativa correta sobre esse fenômeno.

a) A massa do sistema se manterá inalterada durante a dissolução.
b) A velocidade de liberação das bolhas aumenta com a elevação da temperatura da água.
c) Se o comprimido for pulverizado, a velocidade de dissolução será mais lenta.
d) O gás liberado é o oxigênio molecular.
e) O fenômeno corresponde a um processo físico.

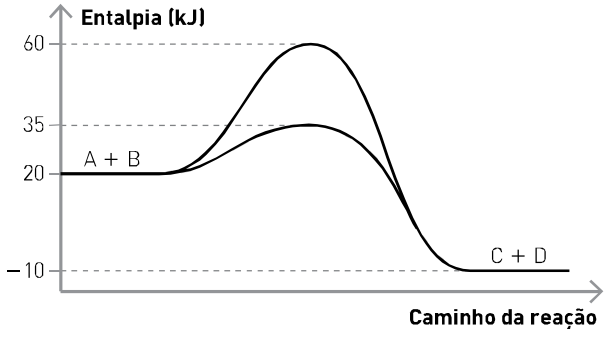
5. (Unioeste) A ação de um catalisador sobre uma reação química é tão importante para a ciência e para a indústria que existe um ramo de pesquisas que se destina ao estudo de reações que são realizadas com catalisador. Um exemplo de utilização industrial de catalisadores está na produção do oxigênio (O_2) a partir do clorato de potássio ($KC\ell O_3$), utilizando como catalisador o dióxido de manganês (MnO_2).

$$KC\ell O_3\ (s) \xrightarrow{MNO_2} 2\ KC\ell\ (s)\ 1 + O_2\ (g)$$

A respeito dos catalisadores e de suas reações, pode-se afirmar que:

a) as reações com catalisadores são reações que não podem ser realizadas sem a sua utilização.
b) as reações com catalisadores sempre fornecem maiores rendimentos.
c) o catalisador faz com que ocorra uma diminuição na energia de ativação, e com isso a reação ocorre mais rapidamente.
d) o catalisador faz com que ocorra um aumento na energia de ativação, e com isso a reação ocorre mais rapidamente.
e) os catalisadores também podem ser chamados de inibidores de produtos indesejados.

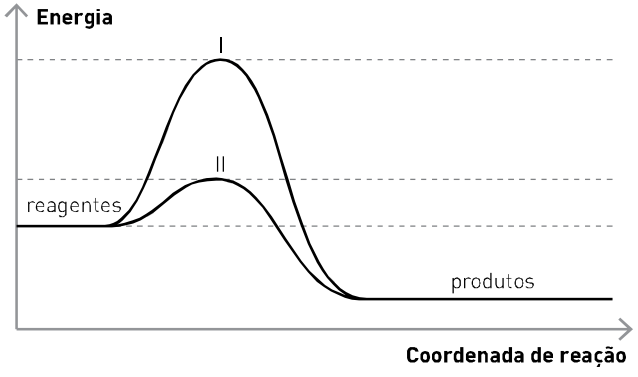
6. (UEG-GO) Durante a manifestação das reações químicas, ocorrem variações de energia. A quantidade de energia envolvida está associada às características químicas dos reagentes consumidos e dos produtos que serão formados. O gráfico abaixo representa um diagrama de variação de energia de uma reação química hipotética em que a mistura dos reagentes A e B levam à formação dos produtos C e D.



Com base no diagrama, no sentido direto da reação, conclui-se que a:

a) energia de ativação da reação sem o catalisador é igual a 15 kJ.
b) energia de ativação da reação com o catalisador é igual a 40 kJ.
c) reação é endotérmica.
d) variação de entalpia da reação é igual a −30 kJ.

7. (Unesp) O esquema apresentado descreve os diagramas energéticos para uma mesma reação química, realizada na ausência e na presença de um agente catalisador.



Com base no esquema, responda qual a curva que representa a reação na presença de catalisador. Explique sua resposta e faça uma previsão sobre a variação da entalpia dessa reação na ausência e na presença do catalisador.

8. (PUC-RJ) Para a reação entre duas substâncias moleculares em fase gasosa, considerando a teoria das colisões, o aumento da velocidade da reação causada pela presença de um catalisador é devido:

a) ao aumento instantâneo da temperatura que acelera a agitação das moléculas.
b) ao aumento da taxa de colisão entre os reagentes, porém preservando a energia necessária para que a colisão gere produtos.
c) à diminuição da energia de ativação para que a colisão entre as moléculas, no início da reação, gere produtos.
d) ao aumento da energia de ativação que é a diferença entre a energia final dos reagentes e dos produtos.
e) à diminuição da variação de entalpia da reação.

9. (Mack-SP) Um aluno, querendo verificar os conceitos de cinética-química discutidos na escola, dirigiu-se a uma drogaria e comprou alguns comprimidos efervescentes, os quais continham, de acordo com o rótulo do produto, massas iguais de bicarbonato de sódio. Ao chegar a sua casa, realizou a mistura desses comprimidos com água usando diferentes métodos. Após a observação do fenômeno de liberação gasosa, até que toda a massa de cada comprimido tivesse sido dissolvida em água, o aluno elaborou a seguinte tabela:

Método	Estado do comprimido	Temperatura da água	Tempo da reação
1	inteiro	10 °C	50 s
2	triturado	60 °C	15 s
3	inteiro	60 °C	25 s
4	triturado	10 °C	30 s

De acordo com os resultados obtidos e mostrados na tabela acima, o aluno fez as seguintes afirmações:

I. Ao comparar somente os métodos 1 e 2, fica impossível determinar qual dos dois fatores variados (estado do comprimido e temperatura da água) aumentou mais a velocidade da reação.
II. A mudança da condição da água, de fria para quente, faz com que, qualquer que seja o estado do comprimido, a velocidade da reação caia pela metade.
III. A influência da temperatura da água é maior do que a influência do estado do comprimido, no aumento da velocidade da reação.

Das afirmações acima, é correto dizer que o aluno errou:

a) apenas na afirmação I.
b) apenas na afirmação II.
c) apenas na afirmação III.
d) apenas nas afirmações II e III.
e) em todas as afirmações.

10. (Espcex-Aman) A água oxigenada ou solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) é uma espécie utilizada no dia a dia na desinfecção de lentes de contato e ferimentos. A sua decomposição produz oxigênio gasoso e pode ser acelerada por alguns fatores, como o incremento da temperatura e a adição de catalisadores. Um estudo experimental da cinética da reação de decomposição da água oxigenada foi realizado alterando-se fatores, como a temperatura e o emprego de catalisadores, seguindo as condições experimentais listadas na tabela a seguir:

Condição experimental	Tempo de duração da reação no experimento (t)	Temperatura (°C)	Catalisador
1	t_1	60	ausente
2	t_2	75	ausente
3	t_3	90	presente
4	t_4	90	ausente

Analisando os dados fornecidos, assinale a alternativa que indica a ordem crescente correta dos tempos de duração dos experimentos.

a) $t_1 < t_2 < t_3 < t_4$ **b)** $t_3 < t_4 < t_2 < t_1$ **c)** $t_3 < t_2 < t_1 < t_4$ **d)** $t_4 < t_2 < t_3 < t_1$ **e)** $t_1 < t_3 < t_4 < t_2$

11. (PUC-MG) A água oxigenada ou solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) é uma espécie oxidante bastante utilizada no dia a dia: descoloração dos cabelos, desinfecção de lentes de contato, de ferimentos etc. A sua decomposição produz liberação de oxigênio e é acelerada por alguns fatores como a exposição à luz ou a catalisadores Fe^{2+} (aq), Fe^{3+} (aq) e Pt (s). Um estudo da cinética da reação foi realizado seguindo as condições experimentais descritas na tabela a seguir:

Tempo de duração do experimento	Temperatura (°C)	Catalisador
t_1	20	sem
t_2	25	sem
t_3	35	com
t_4	35	sem

Indique a opção que classifica, de forma crescente, os tempos de duração dos experimentos:

a) t_1, t_2, t_4, t_3 **b)** t_3, t_4, t_2, t_1 **c)** t_2, t_1, t_3, t_4 **d)** t_4, t_3, t_1, t_2

12. (Cefet-MG) Quando uma fita de magnésio é mergulhada em uma solução aquosa de ácido clorídrico, ocorre a reação:

$$Mg\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \longrightarrow MgC\ell_2\,(aq) + H_2\,(g)$$

A temperatura da solução e a concentração do ácido afetam a velocidade da reação de oxidação do magnésio. Considere as condições experimentais durante a oxidação da fita de magnésio, de acordo com os registros a seguir:

Experimento	Temperatura (°C)	Concentração do $HC\ell$ ($mol \cdot L^{-1}$)
1	20	0,2
2	20	2,0
3	50	2,0
4	50	5,0

O magnésio será oxidado, mais rapidamente, no experimento:

a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4

13. (UFSM-RS) Um comprimido efervescente de vitamina C intacto, pesando 5 g, quando colocado em um copo contendo água a 25 °C, será dissolvido em dois minutos.
Considerando essa informação, indique verdadeira (V) ou falsa (F) em cada uma das proposições.

( ) Se o comprimido efervescente estiver em pequenos pedaços, o tempo de dissolução também será de dois minutos, pois a massa continua sendo 5 g.
( ) O tempo de dissolução do comprimido efervescente intacto mantém-se quando o comprimido for dissolvido em água a 40 °C, pois a área de contato é a mesma.
( ) Quanto maior a superfície de contato do comprimido efervescente com a água, maior o número de colisões favoráveis, portanto maior a velocidade de dissolução.
( ) O aumento da temperatura diminui a energia de ativação, diminuindo, portanto, o tempo de dissolução.

A sequência correta é:

a) V – F – V – V **c)** V – V – F – V **e)** V – V – F – F
b) F – V – F – V **d)** F – F – V – F

14. (Unifesp) Para investigar a cinética da reação representada pela equação

$$NaHCO_3\,(s) + H^+X^-\,(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\,(aq) + X^-\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

(H^+X^- = ácido orgânico sólido)

foram realizados três experimentos, empregando comprimidos de antiácido efervescente, que contêm os dois reagentes no estado sólido. As reações foram iniciadas pela adição de iguais quantidades de água aos comprimidos, e suas velocidades foram estimadas observando-se o desprendimento de gás em cada experimento. O quadro a seguir resume as condições em que cada experimento foi realizado.

Experimento	Forma de adição de cada comprimido (2 g)	Temperatura da água (°C)
I	inteiro	40
II	inteiro	20
III	moído	40

Indique a alternativa que apresenta os experimentos em ordem crescente de velocidade de reação.

a) I, II, III **c)** III, I, II **e)** III, I, II
b) II, I, III **d)** II, III, I

15. (UFU-MG) Uma reação química de grande importância é a fotossíntese, com a qual, a partir de CO_2 e H_2O, obtém-se a glicose:

$$6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(g) \xrightarrow{luz} C_6H_{12}O_6\,(s) + 6\,O_2\,(g)$$

Leia o enunciado anterior e considere as afirmativas apresentadas a seguir:

I. A pressão não influi nessa reação.
II. Na ausência de luz, a velocidade da reação é quase nula.
III. Com o aumento de temperatura, maior será a velocidade da reação.
IV. A velocidade da reação será maior quando a concentração, em quantidade de matéria de CO_2, aumentar.

Qual alternativa a seguir apresenta a resposta correta?

a) Somente II, III e IV. **c)** Somente I e III.
b) Todas estão corretas. **d)** Somente III.

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFSM-RS) Entre os guaranis, a liderança religiosa de uma tribo era atribuição do pajé, que se servia do fogo para fazer suas curas e mágicas. A pólvora era o seu artefato preferencial. Os componentes da mistura da pólvora (carvão, salitre e enxofre) eram triturados para:

a) aumentar a superfície de contato e a velocidade da reação.
b) diminuir a intensidade da reação e, assim, manter o fogo por mais tempo.
c) elevar a temperatura do fogo por um tempo maior.
d) facilitar o trabalho operacional.
e) se obter maior tempo de fogo, com menor quantidade de pólvora.

2. (UFTM-MG) Considere dois cubos de presunto de mesma massa e com 4 cm de aresta cada um. Um desses cubos foi cortado em 8 cubos de 2 cm de aresta; o outro foi deixado intacto. Caso os cubos sejam expostos ao ar à mesma temperatura, os menores se deteriorarão mais rapidamente, pois sua área total de contato com o ambiente é:

a) 2 vezes menor.
b) 3 vezes menor.
c) 2 vezes maior.
d) 3 vezes maior.
e) 4 vezes maior.

3. (Ufop-MG) Um estudante realizou um experimento a fim de medir a velocidade de reação entre o magnésio metálico e o ácido clorídrico em meio aquoso utilizando a montagem abaixo:

TABELA	
Tempo (min)	**Massa de H_2 (g)**
2	1,5
4	2,5
6	3,1
8	3,4
10	3,6
16	3,8

O aluno pesava o frasco e calculava a massa de hidrogênio liberada em um dado intervalo de tempo. Os resultados obtidos por ele são mostrados na tabela acima. Considerando esses dados:

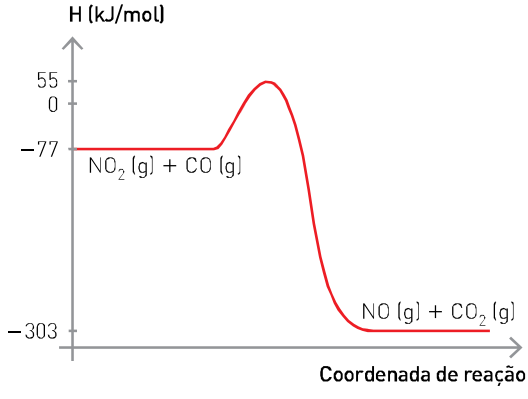
a) Escreva uma equação balanceada para a reação entre o magnésio metálico e o ácido clorídrico.
b) Em um quadro milimetrado, utilize uma linha cheia e esboce um gráfico dos resultados obtidos pelo aluno colocando a variável tempo no eixo das abscissas.
c) Observando a variação da quantidade de hidrogênio liberada no início e no final do experimento, o que se pode concluir em relação à velocidade de produção do H_2?
d) No mesmo quadro milimetrado, utilizando uma linha tracejada, esboce o gráfico que seria esperado se os pedaços de magnésio tivessem sido pulverizados antes de se iniciar o experimento.

4. (PUC-SP) O dióxido de nitrogênio (NO_2) reage com o monóxido de carbono (CO) formando o óxido nítrico (NO) e o dióxido de carbono (CO_2).

$$NO_2\,(g) + CO\,(g) \longrightarrow NO\,(g) + CO_2\,(g)$$

Analisando o diagrama de coordenadas de reação apresentado ao lado, um estudante fez as seguintes afirmações:

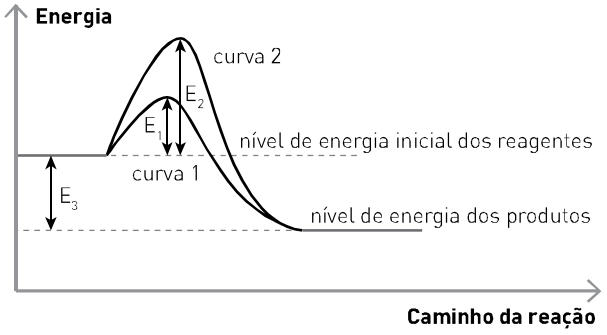
I. A energia de ativação para a formação do óxido nítrico é de 132 kJ · mol^{-1}.
II. A formação do óxido nítrico é um processo endotérmico.
III. O aumento da temperatura do sistema reacional diminui a velocidade de formação do óxido nítrico, pois aumenta a energia de ativação da reação.



Está(ão) correta(s) somente a(s) afirmação(ões):

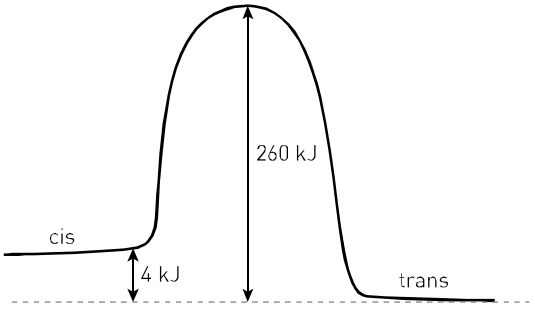
a) I
b) II
c) III
d) I e II
e) I e III

5. (IME-RJ) O gráfico abaixo ilustra as variações de energia devido a uma reação química conduzida nas mesmas condições iniciais de temperatura, pressão, volume de reator e quantidades de reagentes em dois sistemas diferentes. Esses sistemas diferem apenas pela presença de catalisador. Com base no gráfico, é possível afirmar que:



a) A curva 1 representa a reação catalisada, que ocorre com absorção de calor.
b) A curva 2 representa a reação catalisada, que ocorre com absorção de calor.
c) A curva 1 representa a reação catalisada com energia de ativação dada por $E_1 + E_3$.
d) A curva 2 representa a reação não catalisada, que ocorre com liberação de calor e a sua energia de ativação é dada por $E_2 + E_3$.
e) A curva 1 representa a reação catalisada, que ocorre com liberação de calor e a sua energia de ativação é dada por E_1.

6. (UFRGS-RS) Abaixo, está representado o perfil de energia ao longo do caminho da reação de isomerização do cis-but-2-eno para o trans-but-2-eno.



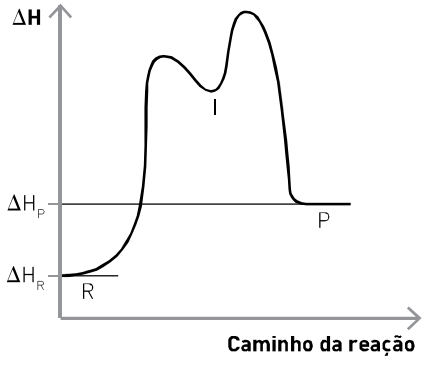
Considere as seguintes afirmações a respeito da velocidade dessa reação.

I. A barreira de energia de ativação da reação direta é de 256 kJ.
II. Como a reação é exotérmica, sua velocidade diminuirá com o aumento da temperatura.
III. A presença de catalisador tornará a reação mais exotérmica.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

7. (UFBA) A variação de entalpia de uma reação química, que ocorre à pressão constante, é representada pelo gráfico.



Admitindo que *R* corresponde aos reagentes, *I* ao intermediário e *P* aos produtos, é correto afirmar que:

a) a energia de ativação da segunda etapa da reação é maior que a energia de ativação da primeira etapa.
b) a variação de entalpia da reação é maior que zero. Desta forma, o processo global é endotérmico.
c) a adição de um catalisador aumenta a velocidade da reação, promovendo, também, aumento na variação de entalpia.
d) o calor de reação independe do estado de agregação dos reagentes e produtos.
e) a velocidade da reação depende apenas da concentração do intermediário *I*.

8. (PUC-SP) A decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em solução aquosa (água oxigenada) é catalisada pela adição de uma gota de bromo (Br_2) à solução.

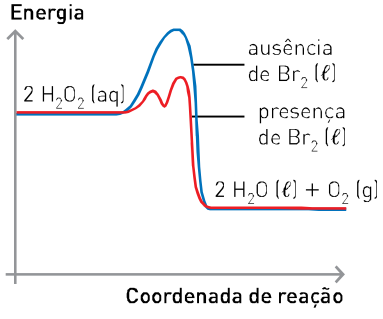
$$2\ H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Br_2} 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$$

O mecanismo proposto para o processo ocorre em duas etapas:

$Br_2\ (aq) + H_2O_2\ (aq) \rightarrow 2\ Br^-\ (aq) + 2\ H^+\ (aq) + O_2\ (g)$

$2\ Br^-\ (aq) + 2\ H^+\ (aq) + H_2O_2\ (aq) \rightarrow Br_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$

O caminho da reação na presença e na ausência de catalisador é representado no gráfico ao lado:



Sobre a decomposição do peróxido de hidrogênio em solução aquosa é *incorreto* afirmar que:

a) independentemente da ação do catalisador, a reação é exotérmica.

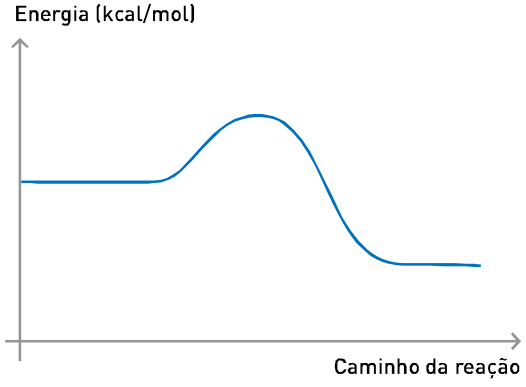
b) apesar de o bromo (Br_2) reagir com o H_2O_2 na primeira etapa do mecanismo proposto, ele é totalmente regenerado durante a segunda etapa, não sendo consumido durante o processo.

c) a presença do bromo altera a constante de equilíbrio do processo, favorecendo a formação do oxigênio e da água.

d) na primeira etapa do mecanismo proposto, o Br_2 (ℓ) é reduzido a Br^- (aq), e na segunda etapa, o ânion Br^- (aq) é oxidado a Br_2 (ℓ).

e) a ação do catalisador possibilita um novo mecanismo de reação, que apresenta menor energia de ativação, aumentando a velocidade do processo.

9. (ITA-SP) A reação de combustão $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$ é lenta e pode ser representada pela figura a seguir.



Essa mesma reação pode ser catalisada pelo NO_2 (g) em duas etapas, sendo que a primeira é bem mais lenta que a segunda. Numa mesma figura, esboce o perfil da curva da reação não catalisada e da reação catalisada pelo NO_2 (g).

10. (UFSC) A combustão do dióxido de enxofre é uma etapa intermediária na fabricação de ácido sulfúrico. Essa reação se processa de acordo com a equação I:

(I) $2\ SO_2\ (g) + 1\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g) + 198\ kJ$

À temperatura ambiente, o dióxido de enxofre é oxidado muito lentamente pelo oxigênio. Porém, em presença de monóxido de nitrogênio, a reação se processa rapidamente, de acordo com as equações II e III:

(II) $2\ NO\ (g) + 1\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ NO_2\ (g)$

(III) $2\ SO_2\ (g) + 2\ NO_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g) + 2\ NO\ (g)$

Com relação às informações do enunciado, é *correto* afirmar que:

(01) a concentração de monóxido de nitrogênio durante a formação do SO_3 é constante.

(02) o monóxido de nitrogênio atua como inibidor.

(04) a adição de catalisador altera a entalpia da reação.

(08) a formação do SO_3, à temperatura ambiente e na ausência de monóxido de nitrogênio, é um processo cineticamente desfavorável.

(16) a formação do SO_3 é um processo endotérmico.

(32) o monóxido de nitrogênio atua como catalisador, diminuindo a energia de ativação da reação.

11. (UEL-PR) Em um estudo sobre o tempo de reação entre o $CaCO_3$ sólido (carbonato de cálcio) e uma solução aquosa de $HC\ell$ (ácido clorídrico), foram feitos três experimentos após as atividades 1 e 2, conforme segue.

- Atividade 1: Separou-se 10 g de mármore ($CaCO_3$) em um único pedaço (Amostra A).
- Atividade 2: Triturou-se 100 g de mármore ($CaCO_3$) em um almofariz. Passou-se a porção de mármore triturado para uma peneira. Separou-se o mármore que ficou retido na peneira (Amostra B) daquele que passou pela tela (Amostra C).

[Dados: Nos três experimentos, o tempo de reação foi medido com o auxílio de um cronômetro, o final da reação foi identificado pelo término da liberação de gás carbônico (cessar da efervescência) e os experimentos 1 e 2 foram realizados à temperatura ambiente (25 °C).]

- Experimento 1: Em três béqueres, identificados por A, B e C, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 3 mol/L. Nos béqueres A, B e C foram transferidas 10 g das amostras A, B e C, respectivamente.
- Experimento 2: Dois béqueres foram identificados por X e Y. No béquer X, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 1 mol/L e 10 g da amostra B. No béquer Y, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 3 mol/L e 10 g da amostra B.
- Experimento 3: Dois béqueres foram identificados por W e Z. No béquer W, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 6 mol/L à temperatura ambiente (25 °C) e 10 g da amostra B. No béquer Z, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 6 mol/L à temperatura de 60 °C e 10 g da amostra B.

Com base nos três experimentos e nos conhecimentos de reação química e cinética química, indique a alternativa *correta*.

a) Como as substâncias adicionadas nos béqueres A, B e C no experimento 1 foram as mesmas, o tempo necessário para o término da reação foi o mesmo nos três béqueres.

b) O tempo necessário para o término da reação no experimento 2 foi menor no béquer X, e no experimento 3 foi maior no béquer Z.

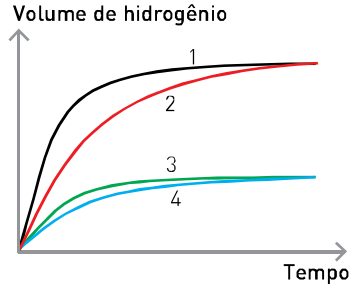
c) O tempo necessário para o término da reação no experimento 1 foi maior no béquer C, e no experimento 3 foi igual nos béqueres W e Z.

d) O tempo necessário para o término da reação no experimento 2 foi menor no béquer Y, e no experimento 3 foi maior no béquer W.

e) O tempo necessário para o término da reação no experimento 1 foi menor no béquer A, e no experimento 3 foi menor no béquer Z.

12. (Fuvest-SP) Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25 °C e 1 atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado. O gráfico mostra os resultados.

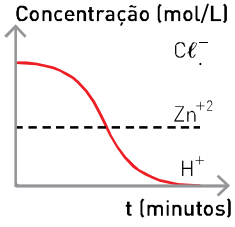
Experimento	Material	Temperatura/ °C	Volume da solução de H_2SO_4/mL
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80

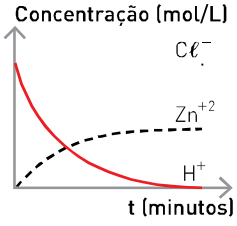


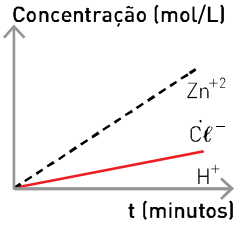
As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos:

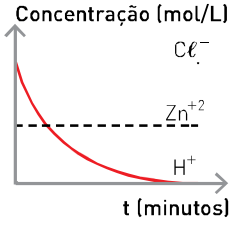
	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
e)	C	D	B	A

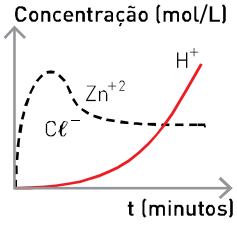
13. (PUC-SP) Na reação de solução de ácido clorídrico com zinco metálico, o gráfico que melhor representa o comportamento das espécies em solução é:

a)


c)


e)


b)


d)


14. (Fuvest-SP) Quando certos metais são colocados em contato com soluções ácidas, pode haver formação de gás hidrogênio. Abaixo, segue uma tabela elaborada por uma estudante de Química, contendo resultados de experimentos que ela realizou em diferentes condições.

Experimento	Reagentes		Tempo para liberar 30 mL de H_2	Observações
	Solução de $HC\ell$ (aq) de concentração 0,2 mol/L	Metal		
1	200 mL	1,0 g de Zn (raspas)	30 s	Liberação de H_2 e calor
2	200 mL	1,0 g de Cu (fio)	Não liberou H_2	Sem alterações
3	200 mL	1,0 g de Zn (pó)	18 s	Liberação de H_2 e calor
4	200 mL	1,0 g de Zn (raspas) + + 1,0 g de Cu (fio)	8 s	Liberação de H_2 e calor; massa de Cu não se alterou

Após realizar esses experimentos, a estudante fez três afirmações:

I. A velocidade da reação de Zn com ácido aumenta na presença de Cu.

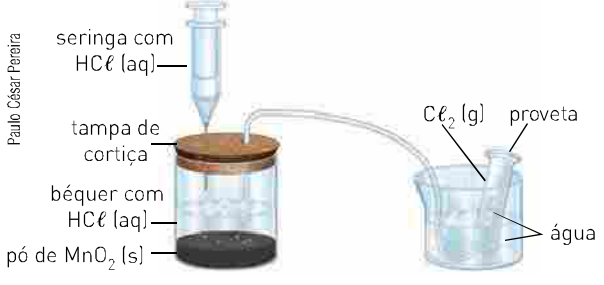
II. O aumento na concentração inicial do ácido causa aumento da velocidade de liberação do gás H_2.

III. Os resultados dos experimentos 1 e 3 mostram que, quanto maior o quociente superfície de contato/massa total de amostra de Zn, maior a velocidade de reação.

Com os dados contidos na tabela, a estudante somente podia concluir o que se afirma em:

a) I **b)** II **c)** I e II **d)** I e III **e)** II e III

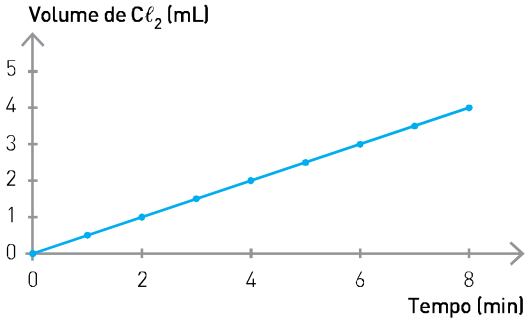
15. (UFMG) O cloro gasoso, $C\ell_2$ (g), pode ser produzido pela reação de ácido clorídrico aquoso, $HC\ell$ (aq), com óxido de manganês (IV), MnO_2 (s).
Na figura abaixo, está representada uma montagem utilizada para a produção e a medição do volume de cloro gasoso.



a) Escreva os coeficientes estequiométricos para balancear a reação de obtenção de $C\ell_2$ (g).

$$\ldots MnO_2\,(s) + \ldots HC\ell\,(aq) \longrightarrow \ldots MnC\ell_2\,(aq) + \ldots + \ldots H_2O\,(\ell) + \ldots C\ell_2\,(g)$$

No gráfico, está representado o volume de $C\ell_2$ (g) produzido, em função do tempo, num experimento em que ocorre a reação indicada.



b) Responda se, nesse caso, a velocidade da reação diminui, não se altera ou aumenta durante os 8 minutos registrados no gráfico. Justifique sua resposta com base nas informações referentes aos resultados experimentais apresentados no gráfico.

c) Suponha que o mesmo experimento é repetido, nas mesmas condições de temperatura e pressão, usando-se a mesma massa de MnO_2 (s) em pó e um mesmo volume de solução de $HC\ell$ (aq) com o dobro da concentração. Indique o volume, em mL, do $C\ell_2$ (g) produzido após 4 minutos do início da nova reação. Justifique sua indicação.

QUÍMICA, INDÚSTRIA E COTIDIANO

Os catalisadores na indústria e no nosso dia a dia

As reações de catálise são de uso comum na indústria, além de ocorrerem em várias situações do dia a dia, no organismo humano e no meio ambiente. Os catalisadores diminuem a energia de ativação necessária para a ocorrência de uma reação, e, assim, ela pode ocorrer mais rapidamente.

É fácil perceber as vantagens do uso de catalisadores. Basta lembrar que outra opção para aumentar a velocidade de uma reação é o fornecimento de calor, mas isso implica um custo maior. Além disso, o fornecimento de energia térmica aos reagentes pode permitir a ocorrência de várias reações paralelas, que produziriam substâncias indesejáveis.

Um exemplo disso é o uso de conversores catalíticos em automóveis.

Nas últimas décadas têm ocorrido grandes progressos na redução do *smog* fotoquímico em razão da diminuição da emissão de NO e de outros poluentes atmosféricos pelos escapamentos de veículos automotivos. Um dos responsáveis por essa diminuição é o conversor catalítico, acoplado ao sistema de exaustão dos veículos.

Eduardo Santaliestra

Fernando Favoretto/Criar Imagem

As fotografias mostram um conversor catalítico (*a*) e a sua parte interna (*b*), feita de cerâmica, em forma de colmeia, e recoberta por uma fina camada de platina (Pt) e ródio (Rh), que atuam como catalisadores.

O catalisador desempenha dois papéis importantes:

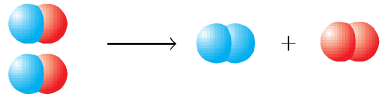
- acelera a oxidação do combustível não queimado, transformando-o em CO_2 e H_2O;
- acelera a redução dos óxidos de nitrogênio (NO, NO_2) a N_2 e O_2.

Nesse caso, não ocorre a formação de um composto intermediário constituído pelo catalisador. Há apenas uma interação entre as moléculas gasosas e a superfície do metal através da adsorção, que consiste na capacidade de alguns metais para reter gases na sua superfície. Convém lembrar que, para aumentar a eficiência desses metais, eles devem estar finamente divididos (em pó) para aumentar sua superfície de contato.

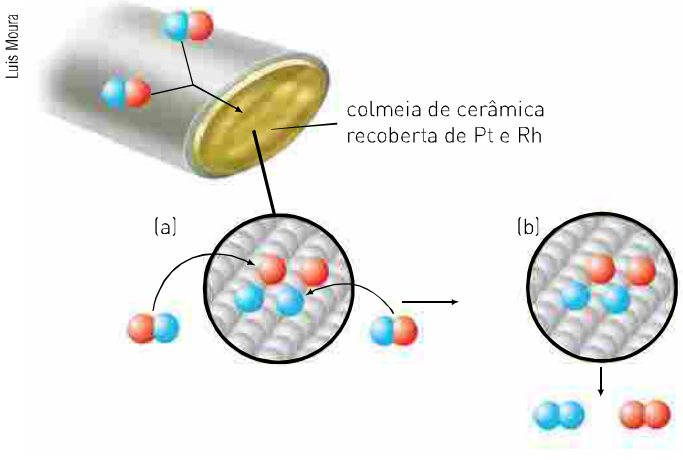
A adsorção provoca um enfraquecimento da ligação existente entre os átomos de nitrogênio e oxigênio, permitindo sua quebra em temperaturas mais baixas. Formam-se, então, átomos livres de O e de N, que se liberam da superfície do catalisador e se unem formando os gases N_2 e O_2.

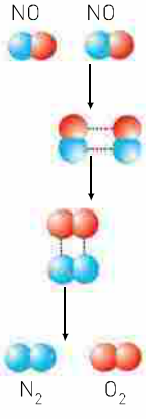
O catalisador aumenta a rapidez da reação:

$$2\ NO\ (g) \longrightarrow N_2\ (g) + O_2\ (g)$$



Outro exemplo da ação de catalisadores é o que acontece com a água oxigenada — H_2O_2 (aq) —, que se decompõe em água e O_2 com velocidade moderada no meio ambiente; porém, se adicionarmos a ela uma pequena quantidade de MnO_2, a decomposição ocorre com uma velocidade muito maior.





Os gases O_2 e N_2, formados a partir do gás NO, se liberam da superfície do catalisador e são lançados na atmosfera através do cano de escapamento.

Ussal

H_2O_2 em decomposição moderada.

Ussal

H_2O_2 com MnO_2 em decomposição acelerada.

Lester V. Bergman/Corbis/Latinstock

Uma gota de sangue foi adicionada à água (à esquerda) e à água oxigenada (à direita). Note a efervescência no frasco da direita.

O uso da água oxigenada como bactericida é muito difundido, e sua aplicação em ferimentos ou cortes produz uma intensa efervescência, que evidencia o aumento na sua velocidade de decomposição.

Muitas pessoas acreditam que essa efervescência indica a presença de infecção. Na verdade, o aumento na velocidade de decomposição é provocado por uma enzima existente no sangue, a **catalase**, que não é consumida nessa reação. Uma prova disso é que a efervescência continua mesmo após a aplicação repetida de H_2O_2 (aq).

A catalase está presente também na batata, no fígado e em bactérias do tipo estafilococos. Em laboratórios de análise, costuma-se usar H_2O_2 (aq) para diferenciar dois tipos de bactérias: os estafilococos e os estreptococos. Apenas com o primeiro tipo, por conter catalase, ocorre reação (efervescência).

Bettmann/Corbis/Latinstock

Durante a Segunda Guerra Mundial (1939-1945), engenheiros do exército alemão foram os primeiros a propor a criação de um equipamento portátil de voo: o foguete-cinto. Ele funcionava a partir da rápida decomposição da H_2O_2, catalisada pelo permanganato de sódio. A liberação de uma grande quantidade de O_2 (g) e de vapor-d'água produzidos sob grande pressão fornecia o impulso necessário para o voo.

Para ir além

1. Qual é a diferença entre adsorção e absorção?
2. Por que é comum colocar carvão dentro da geladeira?
3. De acordo com o texto, de que maneira a adsorção possibilita que a quebra das ligações entre os átomos de N e O ocorra com maior ou menor absorção de energia?
4. Qual é o efeito comum das enzimas e dos conversores catalíticos na rapidez das reações?

ATIVIDADES EXPERIMENTAIS

I. Testando a rapidez das reações

OBSERVE AS ORIENTAÇÕES DE **SEGURANÇA NO LABORATÓRIO**

Material

- 3 comprimidos de antiácido efervescentes
- água
- vinagre
- 6 copos transparentes

Procedimento 1

Corte um comprimido de antiácido ao meio e triture uma das metades. Coloque volumes iguais de água, à mesma temperatura, em dois copos. Em um deles, coloque a metade não triturada; no outro, coloque a metade triturada. As duas ações devem ser executadas ao mesmo tempo. Observe a velocidade de liberação das bolhas.

Procedimento 2

Corte outro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos. Em um deles, a água deve estar na temperatura ambiente; no outro, aquecida quase à ebulição. Coloque uma metade do comprimido em cada um dos copos, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Procedimento 3

Corte o terceiro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos, à mesma temperatura. Em um dos copos, adicione uma colher de chá de vinagre; no outro, uma colher de sopa de vinagre. Agite o conteúdo dos dois copos para tornar a solução homogênea. Coloque uma metade de comprimido em cada copo, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Responda:

1. No procedimento 1, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.
2. No procedimento 2, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.
3. Dê o nome do primeiro cientista a relacionar a rapidez das reações com a temperatura e descreva a relação matemática por ele estabelecida.
4. Qual é o nome da substância encontrada na solução aquosa denominada vinagre? O vinagre é uma solução ácida ou básica?
5. Identifique o único fator que está sendo modificado no procedimento 3. Qual a sua influência na rapidez da reação?

II. Testando a rapidez das reações

Material

- 1 frasco de água oxigenada, H_2O_2 (aq), a 10 volumes
- 2 copos transparentes
- pedaços de batata crua ou de fígado de boi cru.

Procedimento

A água oxigenada, que pode ser comprada em farmácia, deve ser colocada em dois copos, em quantidades iguais. Em um dos copos, coloque um ou mais pedaços de batata crua ou de fígado de boi cru. No outro copo, não acrescente nada. Observe atentamente a rapidez da liberação de bolhas que ocorre nos dois copos.

1. Qual o tipo de reação que ocorre com a substância H_2O_2?
2. Equacione essa reação.
3. Qual o gás constituinte das bolhas? Como você pode provar isso?
4. Em qual dos copos a rapidez da reação foi maior? Explique esse fato.
5. O pedaço de batata usado poderia ser reaproveitado, com o mesmo efeito, em outra reação semelhante? Por quê?
6. Qual é o nome da enzima presente na batata ou no sangue do fígado responsável pelo aumento da rapidez da reação?
7. A formação de bolhas, quando colocamos água oxigenada em um ferimento, indica obrigatoriamente a existência de infecção?

CAPÍTULO 26

Lei da velocidade

Um dos fatores que alteram a rapidez de uma reação é a concentração dos reagentes, e essa influência pode ser comprovada experimentalmente.

Vamos considerar, por exemplo, a reação representada pela equação a seguir:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \longrightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$$

Determinamos, por meio de experimentos, a velocidade de decomposição da água oxigenada (H_2O_2), relacionando-a com sua concentração, à temperatura constante (25 °C). Veja o quadro com os valores:

Experimentos	$[H_2O_2]$ (em mol · L^{-1})	Velocidade (em mol · L^{-1} · min^{-1})
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$
IV	0,60	$6,06 \cdot 10^{-3}$

Analisando e relacionando os resultados, temos:

- I e II

	H_2O_2		velocidade	
I	0,10	· 2	$1,01 \cdot 10^{-3}$	· 2
II	0,20		$2,02 \cdot 10^{-3}$	

Notamos que a concentração em II é o dobro da concentração em I, o mesmo acontecendo com a velocidade.

- I e III

	H_2O_2		velocidade	
I	0,10	· 4	$1,01 \cdot 10^{-3}$	· 4
III	0,40		$4,04 \cdot 10^{-3}$	

Notamos que a concentração em III é quatro vezes maior do que em I, o mesmo acontecendo com a velocidade.

Com isso, podemos concluir que a concentração em mol/L de H_2O_2 (aq) é proporcional à velocidade, e essa constatação pode ser expressa matematicamente por:

$$v = k \cdot [H_2O_2]$$

Essa equação é conhecida como **Lei da velocidade** para uma reação, em que:

- k = constante de velocidade característica da reação e **varia com a temperatura**;
- $[H_2O_2]$ = concentração em mol/L do H_2O_2 (aq) elevada ao expoente **1**.

Para determinar o valor de *k* podemos usar, por exemplo, os dados obtidos no experimento I:

experimento I ⇒

$[H_2O_2]$, em mol · L^{-1}	velocidade, em mol · L^{-1} · min^{-1}
0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$

$v = k \cdot [H_2O_2]$

$$k = \frac{v}{H_2O_2} \Rightarrow \frac{1,01 \cdot 10^{-3}\ \cancel{mol \cdot L^{-1}} \cdot min^{-1}}{0,10\ \cancel{mol \cdot L^{-1}}} \qquad k = 1,01 \cdot 10^{-4}\ min^{-1}$$

Genericamente, a fórmula geral da Lei da velocidade ou **equação da velocidade** é dada por:

$$v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m \cdot (...)$$

em que:

- *n* é a potência apropriada à qual se deve elevar a concentração de A;
- *m* é a potência à qual se deve elevar a concentração de B; e assim sucessivamente.

É importante observar que a Lei da velocidade é determinada experimentalmente.

ORDEM DA REAÇÃO

A ordem da reação, em relação à espécie que reage, corresponde ao expoente da concentração em mol/L dessa espécie, representada na Lei da velocidade.

Como a Lei da velocidade é determinada experimentalmente, a ordem da reação também é determinada experimentalmente e nem sempre corresponde aos coeficientes da equação balanceada.

No exemplo dado, temos:

$$\underset{\text{coeficiente}}{\overset{\textcircled{2}}{2}}\ H_2O_2\ (aq) \longrightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$$

Note que o coeficiente do H_2O_2 é **2**, e não consta como expoente na equação da velocidade:

$$v = k \cdot [H_2O_2]^{\textcircled{1}} \longrightarrow \text{expoente}$$

A única maneira de determinar com certeza o expoente na equação da velocidade é fazendo vários experimentos.

Os expoentes da equação da velocidade caracterizam a **ordem da reação**. Consideremos uma equação de velocidade genérica:

$$v = k \cdot [A]^n [B]^m$$

em que:

- n = ordem da reação em relação a A;
- m = ordem da reação em relação a B;
- m + n = ordem global da reação.

Analisando a equação da velocidade do H_2O_2:

$$v = k \cdot [H_2O_2]^{\textcircled{1}}$$

dizemos que:

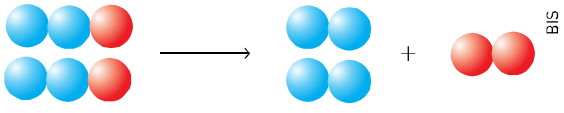
- a ordem da reação em relação ao H_2O_2 é **1** ou de **1ª ordem**;
- a ordem global da reação é **1** ou de 1ª ordem.

Meia-vida de uma reação de 1ª ordem

A meia-vida de uma reação ($t_{\frac{1}{2}}$ ou P) é o tempo necessário para que a concentração do reagente diminua para a metade do seu valor inicial.

Considerando a reação de 1ª ordem:

$$2\ N_2O\ (g) \longrightarrow 2\ N_2\ (g) + O_2\ (g),$$

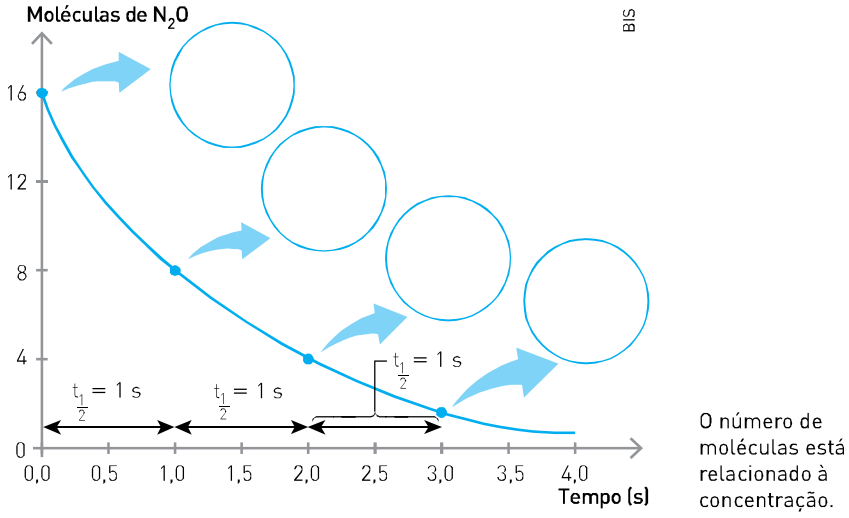


BIS

a equação da Lei de velocidade experimental

$$v = k\,[N_2O]$$

e o gráfico que relaciona o número de moléculas de N_2O, em função do tempo:



O número de moléculas está relacionado à concentração.

podemos notar que metade da quantidade de moléculas N_2O reage em um intervalo de tempo de 1,0 s, ou seja, sua meia-vida é de 1,0 s.

A meia-vida não depende da concentração do reagente.

Considerando alguns dados coletados em uma série de experimentos com a reação do óxido nítrico (NO) e o bromo (Br_2), a 273 °C, temos:

$$2\ NO\ (g) + 1\ Br_2\ (g) \longrightarrow 2\ NOBr\ (g)$$

Experimentos	Concentração inicial (em mol · L^{-1})		Velocidade inicial (em mol · L^{-1} · s^{-1})
	NO	Br_2	
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

Analisando os experimentos, temos:

- I e II

	NO	Br_2	velocidade
I	0,1	0,1	12
II	0,1 (constante)	0,2 (· 2)	24 (· 2)

Note que a concentração de NO não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da velocidade. No entanto, quando dobrou a concentração de Br_2, a velocidade também dobrou; logo, o expoente para o Br_2 na equação da velocidade será 1:

$$v = k \cdot [Br_2]^1$$

1ª ordem em relação ao Br_2

- III e IV

	NO	Br_2	velocidade
III	0,1 (· 2)	0,3	36 (· 4)
IV	0,2	0,3 (constante)	144

Note que a concentração de Br_2 não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da velocidade. No entanto, quando dobrou a concentração do NO, a velocidade quadruplicou; logo, o expoente para o NO na equação da velocidade será **2**:

$$v = k \cdot \underbrace{[NO]^2}_{2^a \text{ ordem em relação ao NO}}$$

Assim, a equação da velocidade pode ser expressa por:

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Br_2]$$

e a ordem global da reação é **3** ou de **3ª ordem**.

Para determinar o valor de *k*, vamos utilizar os dados do experimento I:

	[NO]	$[Br_2]$	velocidade
I	$0{,}1\ mol \cdot L^{-1}$	$0{,}1\ mol \cdot L^{-1}$	$12\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Br_2]$$

$$k = \frac{v}{[NO]^2 \cdot [Br_2]} \Rightarrow k = \frac{12\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(0{,}1\ mol \cdot L^{-1})^2\ (0{,}1\ mol \cdot L^{-1})} \Rightarrow k = 12\,000\ mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$$

Um fato interessante nesse exemplo é que os coeficientes da equação da reação coincidiram (apenas coincidiram!) com os expoentes presentes na equação da velocidade.

$$2\ NO\ (g) + 1\ Br_2\ (g) \longrightarrow 2\ NOBr\ (g) \qquad v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Br_2]^1$$

Quando isso acontecer, as reações serão denominadas **reações elementares**, que sempre ocorrem em uma única etapa. Veja alguns exemplos de reações elementares e suas equações da velocidade.

- $2\ NO_2\ (g) \longrightarrow NO\ (g) + NO_3\ (g) \qquad v = k \cdot [NO_2]^2$
- $1\ N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g) \qquad v = k \cdot [N_2]^1 \cdot [H_2]^3$

No entanto, a maioria das reações não é elementar, ou seja, ocorre em mais de uma etapa. A reação a seguir, por exemplo, envolve no mínimo duas etapas, sendo a primeira lenta e a segunda rápida:

$$NO_2\ (g) + CO\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + NO\ (g)$$

etapa lenta: $NO_2\ (g) + NO_2\ (g) \longrightarrow NO\ (g) + NO_3\ (g)$

etapa rápida: $NO_3\ (g) + CO\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + NO_2\ (g)$

O conjunto de etapas por meio das quais uma reação ocorre é denominado **mecanismo de reação**. Vejamos, com esse exemplo, qual das etapas do mecanismo mais influencia na velocidade. Isso pode ser feito comparando os resultados obtidos em três experimentos:

Experimentos	NO_2 (em $mol \cdot L^{-1}$)	CO (em $mol \cdot L^{-1}$)	Velocidade (em $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$)
I	0,1	0,1	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$
II	0,1	0,2	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$
III	0,2	0,2	$20 \cdot 10^{-2}$

Analisando os experimentos, temos:

- I e II

	$[NO_2]$	[CO]	velocidade
I	0,1	0,1	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$
II	0,1 (constante)	0,2 (· 2)	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$ (constante)

Note que, mesmo dobrando a concentração do CO, a velocidade não muda, o que permite concluir que ele não participa da equação da velocidade, ou seja, a sua ordem é **zero**.

- II e III

	$[NO_2]$	[CO]	velocidade
II	0,1	0,2	$5,0 \cdot 10^{-2}$
III	0,2 (·2)	0,2 (constante)	$20 \cdot 10^{-2}$ (·4)

Note que, quando dobramos a concentração de NO_2 e a do CO é mantida constante, a velocidade quadruplica; logo, o expoente para o NO_2 na equação da velocidade é igual a 2, ou seja, a sua ordem é **2**.

Assim, temos:

$$v = k \cdot [NO_2]^2$$

Isso permite concluir que a equação da velocidade é determinada pela **etapa lenta do mecanismo de reação**.

Genericamente, temos:

$$2\,A + B \longrightarrow A_2B$$

- mecanismo:

etapa lenta: $A + A \longrightarrow A_2$
etapa rápida: $A_2 + B \longrightarrow A_2B$

- equação da velocidade:

$v = k \cdot [A][A]$ ou $v = k \cdot [A]^2$

Em relação ao reagente A, a reação é de 2ª ordem e, em relação ao reagente B, é de ordem zero.

A ordem da reação é uma medida experimental, pois está relacionada com a equação da velocidade.

Apenas em uma reação elementar a ordem será igual aos coeficientes estequiométricos. O número de mol (coeficientes) presente na equação que representa a reação é denominado molecularidade. Assim, para uma reação elementar, temos, por exemplo:

$$1\,H_2\,(g) + 1\,I_2\,(g) \longrightarrow 2\,HI\,(g)$$
$$v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2]$$

Com base na equação da velocidade, temos:

- 1ª ordem em relação ao H_2;
- 1ª ordem em relação ao I_2;
- 2ª ordem na reação global.

Então, com base na equação e nos coeficientes, temos uma reação bimolecular ou de molecularidade igual a **2**.

Em 1889, Svante Arrhenius propôs uma expressão matemática que relaciona os fatores que alteram a constante de velocidade de uma reação:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Nessa expressão, temos:

A = fator de frequência que relaciona o número de colisões por unidade de tempo e a geometria de colisão para a ocorrência de um choque efetivo;
e = base do logaritmo natural (ℓn);
R = constante universal dos gases em $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$;
T = temperatura em Kelvin;
E_a = energia de ativação.

Essa expressão nos permite concluir, por exemplo, que para uma mesma reação:

- se aumentarmos a temperatura, aumentarão também o valor de *k* e, portanto, a velocidade da reação;
- se a energia de ativação diminuir, aumentarão o valor de *k* e, portanto, a velocidade da reação.

Fontes: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 9. ed. New York: McGraw Hill, 2007;
ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*. Questionando a vida moderna. Porto Alegre: Artmed, 2002.

Exercícios resolvidos

1. Os dados do quadro a seguir referem-se ao processo químico $A + B + C \longrightarrow X$.
Com base no quadro, responda:

a) Qual é a ordem da reação em relação a *A*, *B* e *C*, respectivamente?

b) Qual é a ordem da reação?

c) Qual é a equação da velocidade?

d) Calcule o valor da constante de velocidade.

	[A], $mol \cdot L^{-1}$	[B], $mol \cdot L^{-1}$	[C], $mol \cdot L^{-1}$	Velocidade da reação, $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
I	0,5	0,5	0,5	0,015
II	0,5	1,0	0,5	0,015
III	0,5	1,0	1,0	0,060
IV	1,0	0,5	0,5	0,030
V	1,0	1,0	1,0	0,120

Solução

Vamos inicialmente relacionar os dados fornecidos nos experimentos I e II:

	[A]	[B]		[C]	velocidade	
I	0,5	0,5	·2	0,5	0,015	constante
II	0,5	1,0		0,5	0,015	

Podemos notar que as concentrações de *A* e *C* são constantes e que a concentração de *B* dobrou, mas a velocidade não se alterou. Logo, podemos concluir que *B* não influencia na velocidade, ou seja, sua ordem é zero; portanto, ele não fará parte da equação da velocidade.

Vamos agora relacionar, por exemplo, os experimentos II e III sem nos preocupar com *B*, pois já sabemos que ele não influencia na velocidade da reação.

	[A]	[C]		velocidade	
II	0,5	0,5	·2	0,015	·4
III	0,5	1,0		0,060	

Percebemos que a concentração de *A* se mantém constante, que a concentração de *C* em III é o dobro do que em II e, também, que a velocidade em III é quatro vezes maior do que em II.
Assim, se a velocidade é quatro vezes maior quando a concentração de *C* dobra, dizemos que a reação é de 2ª ordem em relação a *C* e seu expoente na equação da velocidade é 2:

$$v = k \cdot [C]^2 \cdot (...)$$

Falta, ainda, verificar a ordem de *A*. Analisando, por exemplo, os experimentos III e V, notamos que a concentração de *C* se mantém constante, que a concentração de *A* em V é o dobro do que em III e, também, que a velocidade em V é o dobro do que em III.

	[A]		[C]	velocidade	
III	0,5	·2	1,0	0,060	·2
V	1,0		1,0	0,120	

Notamos que, quando dobra a concentração de *A*, a velocidade também dobra; então, dizemos que a reação é de 1ª ordem em relação a *A*, e seu expoente na equação da velocidade é 1:

$$v = k \cdot [C]^2 \cdot [A]$$

Portanto, temos:

a) Ordem da reação em relação a:

- A = 1;
- B = 0;
- C = 2.

b) Ordem da reação é 3 ou de 3ª ordem.

c) $v = k \cdot [C]^2 \cdot [A]$

d) Para o cálculo da constante *k*, vamos usar os dados do experimento III, substituindo os valores na equação da velocidade:

$$v = k \cdot [C]^2 \cdot [A] \Rightarrow k = \frac{v}{[C]^2[A]} \Rightarrow k = \frac{0{,}060\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(1{,}0\ mol \cdot L^{-1})^2 \cdot (0{,}5\ mol \cdot L^{-1})} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow k = \frac{0{,}60\ \cancel{mol} \cdot \cancel{L^{-1}} \cdot s^{-1}}{1{,}0\ mol^2 \cdot L^{-2} \cdot 0{,}5\ \cancel{mol} \cdot \cancel{L^{-1}}} \Rightarrow \quad k = 0{,}120\ mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$$

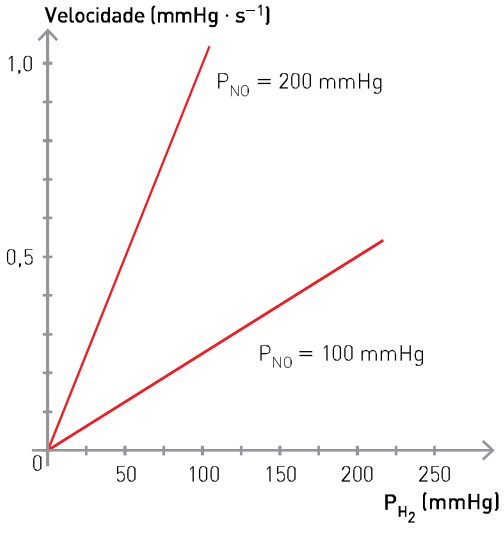
2. (Fuvest-SP) Para a transformação representada por

$$2\ NO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \longrightarrow N_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g),$$

a velocidade da reação, em função da pressão de hidrogênio (P_{H_2}), para duas diferentes pressões de óxido nítrico (P_{NO}), à temperatura de 826 °C, está indicada no gráfico ao lado.

Examinando o gráfico, pode-se concluir que as ordens da reação, em relação ao óxido nítrico e em relação ao hidrogênio, são, respectivamente,

a) 1 e 1
b) 1 e 2
c) 2 e 1
d) 2 e 2
e) 3 e 1



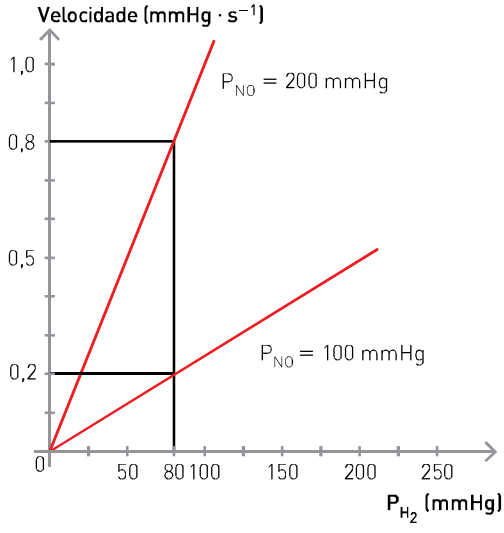
Solução

Para a equação dada $2\ NO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \longrightarrow N_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$, temos a seguinte equação de velocidade: $v = K \cdot (P_{NO})^x \cdot (P_{H_2})^y$, em que:

- *x* é a ordem da reação com relação ao NO;
- *y* é a ordem da reação com relação ao H_2.

Fixando a pressão parcial do H_2 em 80 mmHg e analisando a velocidade da reação em função da pressão parcial do NO para os valores de 100 e 200 mmHg, temos:

$$P_{NO} = 100\ mmHg \longrightarrow v = 0{,}2\ mmHg \cdot s^{-1}$$
$$P_{NO} = 200\ mmHg \longrightarrow v = 0{,}8\ mmHg \cdot s^{-1}$$



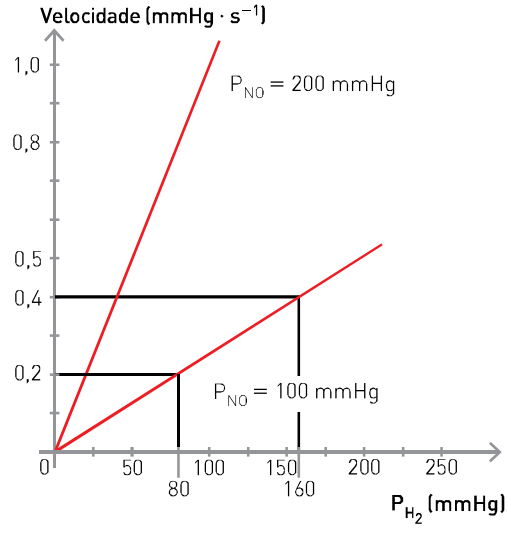
Substituindo na equação de velocidade:

$$\frac{0{,}2\ \cancel{mmHg \cdot s^{-1}}}{0{,}8\ \cancel{mmHg \cdot s^{-1}}} = \frac{\cancel{k} \cdot (100\ \cancel{mmHg})^x \cdot (80\ \cancel{mmHg})^y}{\cancel{k} \cdot (200\ \cancel{mmHg})^x \cdot (80\ \cancel{mmHg})^y}$$

$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^x \therefore x = 2$, logo, a ordem da reação em relação ao NO vale 2.

De modo análogo, fixando a pressão parcial do NO em 100 mmHg e analisando as velocidades da reação em função da pressão parcial do H_2 para os valores de 80 e 160 mmHg, temos:

$$P_{H_2} = 80\ mmHg \longrightarrow v = 0{,}2\ mmHg \cdot s^{-1}$$
$$P_{H_2} = 160\ mmHg \longrightarrow v = 0{,}4\ mmHg \cdot s^{-1}$$



Substituindo-se na equação de velocidade:

$$\frac{0{,}2\ \cancel{mmHg \cdot s^{-1}}}{0{,}4\ \cancel{mmHg \cdot s^{-1}}} = \frac{\cancel{k} \cdot (100\ mmHg)^2 \cdot (80\ \cancel{mmHg})^y}{\cancel{k} \cdot (100\ mmHg)^2 \cdot (160\ \cancel{mmHg})^y}$$

$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^y \therefore y = 1$, logo, a ordem da reação em relação ao H_2 vale 1.

Assim, a equação de velocidade para a reação será:

$$v = k \cdot (pNO)^2 \cdot (pH_2)$$

As ordens da reação para o NO e para o H_2 são, respectivamente, 2 e 1.

Resposta: *c*.

Exercícios fundamentais

Leia os dados abaixo e responda às questões de **1** a **3**.

Considere a seguinte reação elementar: x A ⟶ B.

Um estudo experimental da cinética dessa reação apresentou os seguintes resultados:

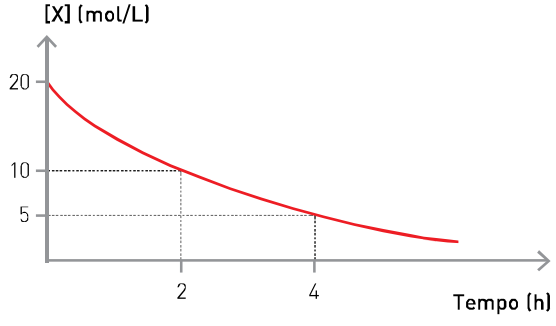
[A] (mol · L^{-1})	Velocidade inicial (mol · L^{-1} · min^{-1})
0,1	0,02
0,4	0,08
0,8	0,16

1. Determine a expressão da velocidade da reação.

2. Determine o valor da constante de velocidade.

3. Determine a velocidade da reação quando [A] é igual a 0,5 mol · L^{-1}.

4. O gráfico seguinte é de uma reação de 1ª ordem, X ⟶ produtos:



Determine o valor da meia-vida de *X*.

5. O quadro a seguir indica valores da velocidade da reação e da concentração em mol/L dos reagentes nas mesmas condições.

[A]	[B]	Velocidade (mol · L^{-1} · min^{-1})
5	10	10
10	10	40
10	20	40

A reação em estudo é representada por:
3 A + 2 B ⟶ C + 2 D.

Escreva a expressão da velocidade da reação.

6. No estudo cinético de uma reação representada por 2 X + 3 Y ⟶ 2 D + 1 E, foram obtidos os seguintes resultados:

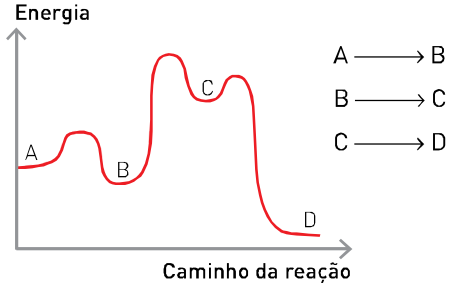
[X] (mol · L^{-1})	[Y] (mol · L^{-1})	Velocidade inicial (mol · L^{-1} · s^{-1})
0,10	0,10	$2,5 \cdot 10^{-6}$
0,10	0,20	$5,0 \cdot 10^{-6}$
0,20	0,10	$20,0 \cdot 10^{-6}$

Escreva a expressão da velocidade dessa reação.

7. O gráfico ao lado ilustra uma reação não elementar:

I. Qual reação corresponde à etapa lenta? Justifique sua resposta.

II. A reação global é endotérmica ou exotérmica?



Testando seu conhecimento

1. Considere as reações elementares:

a) $2\ HC\ell\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + C\ell_2\ (g)$

b) $H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightarrow 2\ HI\ (g)$

c) $2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g)$

d) $2\ NH_3\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g)$

e) $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$

Escreva em seu caderno as equações de velocidade dessas reações.

Considere a seguinte reação elementar:

$$2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g)$$

Responda às questões de **2** a **7**.

2. Escreva em seu caderno a expressão da velocidade dessa reação.

3. Qual é a ordem dessa reação em relação ao CO?

4. Qual é a ordem dessa reação em relação ao O_2?

5. O que irá acontecer com a velocidade se a concentração do CO for dobrada e a concentração do O_2 permanecer constante?

6. O que irá acontecer com a velocidade se a concentração do O_2 for dobrada e a concentração do CO permanecer constante?

7. O que irá acontecer com a velocidade se ambas as concentrações, a do CO e a do O_2, forem dobradas?

8. (Uni-Rio-RJ)

> "O anúncio da construção de uma usina termelétrica a carvão na ilha da Madeira, município de Itaguaí, Baixada Fluminense, acendeu a luz amarela para o que pode representar um novo problema ambiental para o estado do Rio de Janeiro. A consequência mais grave seria a chuva ácida, além da emissão de gases que atacam a camada de ozônio." (*Jornal do Brasil*)

A qualidade da água da chuva pode variar em função do tipo de carga poluidora e das condições meteorológicas. O dióxido de nitrogênio é um dos principais poluentes da atmosfera. A reação entre o dióxido de nitrogênio e o ozônio, encontrado na troposfera, foi estudada a 231 K. A experiência mostrou que a reação é de primeira ordem em relação ao dióxido de nitrogênio e ao ozônio.

$$2\ NO_2\ (g) + O_3\ (g) \rightarrow N_2O_5\ (g) + O_2\ (g)$$

a) Escreva a equação de velocidade da reação.

b) Como se alterará a velocidade da reação se a concentração de dióxido de nitrogênio for duplicada?

9. (UFC-CE) Considere as seguintes reações elementares:

$$\text{etapa I: } HOOH + I^- \xrightarrow{\text{etapa lenta}} HOI + OH^-$$

$$\text{etapa II: } HOI + I^- \xrightarrow{\text{etapa rápida}} I_2 + OH^-$$

$$\text{etapa III: } 2\ OH^- + 2\ H_3O^+ \xrightarrow{\text{etapa rápida}} 4\ H_2O$$

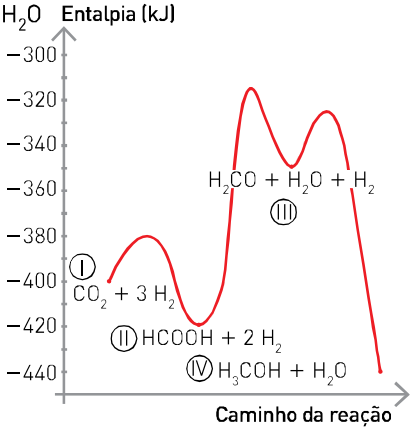
$$\text{reação global: } 2\ I^- + HOOH + 2\ H_3O^+ \rightarrow I_2 + 4\ H_2O$$

a) Qual a etapa determinante da velocidade da reação?

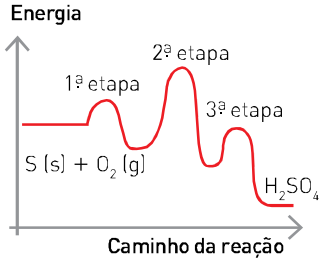
b) Apresente a expressão da lei de velocidade para a reação global.

10. (UFRJ) A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o sequestro do CO_2 atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama ao lado mostra a conversão do gás carbônico em metanol.

Indique a etapa lenta do processo. Justifique sua resposta.



11. (PUC-MG) A fabricação industrial do ácido sulfúrico (H_2SO_4) é realizada a partir de enxofre, oxigênio e água, em 3 etapas, representadas pelo diagrama energético ao lado:



É correto afirmar:

a) A reação de fabricação do ácido sulfúrico é endotérmica.

b) A primeira etapa da reação é mais lenta que a segunda etapa da reação.

c) A segunda etapa da reação é mais lenta que a terceira etapa da reação.

d) A velocidade da reação não depende da temperatura.

12. (UFRGS-RS) A reação $NO\ (g) + O_3\ (g) \rightarrow NO_2\ (g) + O_2\ (g)$ é uma reação elementar de segunda ordem. Se duplicarmos as concentrações do NO e do O_3, mantendo constante a temperatura, a velocidade da reação:

a) será reduzida à metade.

b) permanecerá constante.

c) será duplicada.

d) será triplicada.

e) será quadruplicada.

13. (Unimontes-MG) A equação abaixo representa a reação de primeira ordem em relação a cada reagente.

$$3\ I^-\ (aq) + H_3AsO_4\ (aq) + 2\ H^+\ (aq) \rightarrow I_3^-\ (aq) + H_3AsO_3\ (aq) + H_2O\ (\ell)$$

Considerando a equação e relacionando a ordem dos reagentes à lei da velocidade da reação, é correto afirmar que a ordem da reação global é igual a:

a) 3 **b)** 6 **c)** 1 **d)** 5

14. (UEL-PR) Os dados do gráfico estão relacionados às concentrações iniciais dos reagentes CO e O_2, presentes na combustão do CO à temperatura constante.

Experimento	CO (mol/L)	O_2 (mol/L)	v (mol/L · s)
1	1,0	2,0	$4 \cdot 10^{-6}$
2	2,0	2,0	$8 \cdot 10^{-6}$
3	1,0	1,0	$1 \cdot 10^{-6}$

A equação de velocidade para essa reação pode ser escrita como $v = k \cdot [CO]^a[O_2]^b$, onde *a* e *b* são, respectivamente, as ordens de reação em relação aos componentes CO e O_2.

De acordo com os dados experimentais, é correto afirmar que, respectivamente, os valores de *a* e *b* são:

a) 1 e 2. **b)** 2 e 1. **c)** 3 e 2. **d)** 0 e 1. **e)** 1 e 1.

15. (Ufla-MG) O estudo da cinética dos processos químicos determina, por exemplo, a rapidez com que um medicamento é capaz de agir no organismo. Considere o processo químico a seguir:

$$A + B \rightarrow C + D$$

Foram medidas as velocidades dessa reação, variando as concentrações em mol/L^{-1} de *A* e *B*, à mesma temperatura. Os resultados obtidos estão apresentados no quadro abaixo.

Experimento	[A] $mol \cdot L^{-1}$	[B] $mol \cdot L^{-1}$	Velocidade $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
1	0,5	0,5	0,100
2	0,1	0,5	0,020
3	0,2	0,2	0,016

Nessa reação, é correto afirmar que a equação da velocidade da reação é:

a) $v = k[A]^2$

b) $v = k[A]^2[B]$

c) $v = k[A][B]$

d) $v = k[A][B]^2$

16. (Unimontes-MG) Os dados abaixo são relativos a uma série de experimentos envolvendo a reação entre óxido nítrico e bromo a 273 °C.

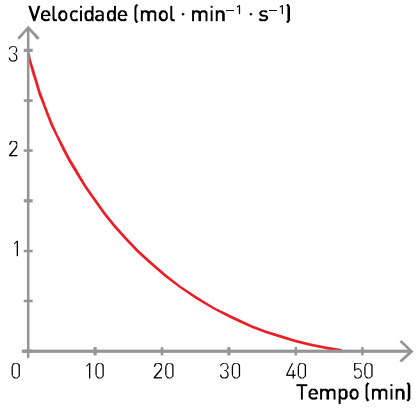
$2\ NO\ (g) + Br_2\ (g) \rightarrow 2\ NOBr\ (g)$			
Experimentos	**Concentração inicial (mol/dm³)**		**Velocidade inicial (mol/dm³ · s)**
	NO	**Br_2**	
1	0,10	0,10	12
2	0,10	0,20	24
3	0,10	0,30	36
4	0,20	0,10	48
5	0,30	0,10	108

Em análise dos dados e da lei de velocidade da reação, é *correto* afirmar que a constante de velocidade *k* equivale a:

a) $1,2 \cdot 10^5$ **c)** $1,0 \cdot 10^5$

b) $1,2 \cdot 10^4$ **d)** $1,0 \cdot 10^{-4}$

17. (UFRGS-RS) Considere o gráfico ao lado, correspondente a uma reação elementar de primeira ordem.



Com base nesse gráfico, é possível concluir que a meia-vida do reagente, expressa em minutos, é igual a:

a) 0,5 **d)** 25

b) 1,5 **e)** 50

c) 10

18. (UFRGS-RS) Numa reação monomolecular de primeira ordem, a fração de reagente consumido depois de decorridas três meias-vidas é igual a:

a) $\frac{1}{8}$ **d)** $\frac{3}{4}$

b) $\frac{1}{4}$ **e)** $\frac{7}{8}$

c) $\frac{2}{3}$

19. (UEPG-PR) No ar poluído pode ocorrer a reação representada abaixo entre o dióxido de nitrogênio (NO_2) e o ozônio (O_3):

$$NO_2\ (g) + O_3 \rightarrow NO_3\ (g) + O_2\ (g)$$

Para essa reação, os seguintes dados foram obtidos a 25 °C:

Experimento	**Concentração inicial de NO_2 (mol/L)**	**Concentração inicial de O_3 (mol/L)**	**Velocidade inicial (mol/L · s)**
1	$5,0 \cdot 10^{-6}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$2,2 \cdot 10^{-3}$
2	$5,0 \cdot 10^{-6}$	$2,0 \cdot 10^{-6}$	$4,4 \cdot 10^{-3}$
3	$2,5 \cdot 10^{-6}$	$2,0 \cdot 10^{-6}$	$2,2 \cdot 10^{-3}$

De acordo com os dados da tabela, assinale o que for correto:

01) A ordem global da reação é 2.

02) A expressão da lei cinética da reação é $v = k[NO_2][O_3]$.

04) A ordem da reação em relação ao O_3 é 2, pois duplicando a sua concentração a velocidade também é duplicada.

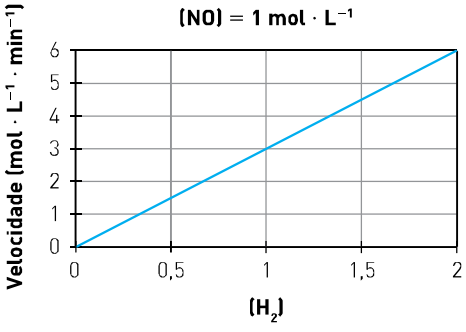
08) Utilizando os dados do experimento 1, o valor da constante de velocidade para essa reação é de $4,4 \cdot 10^8$ mol/L · s.

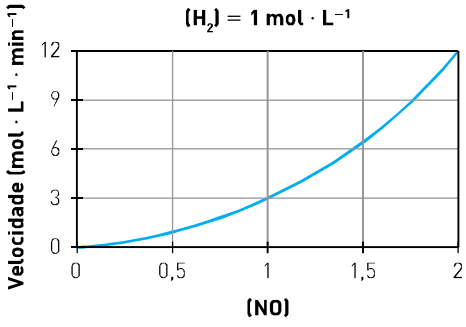
16) A velocidade da reação independe da concentração de NO_2.

20. (Uerj) A reação química entre o gás hidrogênio e o monóxido de nitrogênio, representada a seguir, foi analisada em duas séries de experimentos.

$$2\,H_2\,(g) + 2\,NO\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g)$$

Na primeira série, a velocidade de reação foi medida em função da concentração de hidrogênio, mantendo-se a concentração de monóxido de nitrogênio constante em 1 mol · L^{-1}. Na segunda série, determinou-se a velocidade em função da concentração de monóxido de nitrogênio, mantendo-se a concentração de hidrogênio constante em 1 mol · L^{-1}. Os resultados dos experimento estão apresentados nos gráficos.





Determine a ordem de reação de cada um dos reagentes e calcule o valor da constante cinética.

21. (PUC-RJ) A decomposição enzimática da ureia se dá pela ação da enzima urease em grande excesso de água.

$$(NH_2)_2CO + H_2O \xrightarrow{\text{urease}} 2\,NH_3 + CO_2$$

A lei de velocidade dessa reação é:

$$vel = k[(NH_2)_2CO]\,[urease]$$

Onde vel é a velocidade da reação, e os termos entre colchetes são as concentrações de ureia e urease num determinado instante, e *k* é a constante de velocidade.

Sobre a reação, a única opção incorreta é:

a) a urease é catalisador da reação.

b) a ordem global da reação é igual a 2.

c) a ordem de reação do reagente H_2O é zero nessas condições de reação.

d) o valor da constante de velocidade da reação não varia em função da temperatura de reação.

e) quando as concentrações de ureia e de urease são diminuídos para metade dos valores inicias, a velocidade instantânea é quatro vezes menor em relação à inicial.

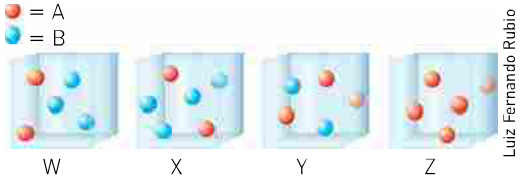
Aprofundando seu conhecimento

Considere a reação hipotética:

$$A\,(g) + 2\,B\,(g) \rightarrow C\,(g)$$

Os quatro recipientes a seguir representam sistemas antes de a reação iniciar, com diferentes quantidades de *A* e de *B*, e todos apresentam v = 1,0 L.

A reação é de segunda ordem para o reagente *A* e de primeira ordem para o reagente *B*.



Luiz Fernando Rubio

Com base nas informações apresentadas, responda às questões de **1** a **7**.

1. Escreva em seu caderno a Lei de velocidade para a reação.

2. Em qual dos recipientes (*W*, *X*, *Y* ou *Z*) a reação ocorrerá com maior velocidade? Justifique sua resposta.

3. Em qual dos recipientes a reação se processará com menor rapidez? Explique.

4. Em qual dos recipientes não ocorre reação? Justifique sua resposta.

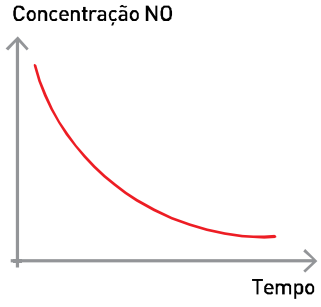
5. Se aumentássemos o volume do frasco *X*, mantendo as mesmas quantidades de *A* e *B*, para 2 L, a rapidez da reação seria nesse frasco maior, menor ou igual à rapidez com que ela ocorre no frasco com volume de 1 L? Justifique sua resposta.

6. Se aumentássemos a temperatura do frasco *W*, como seria afetada a velocidade da reação?

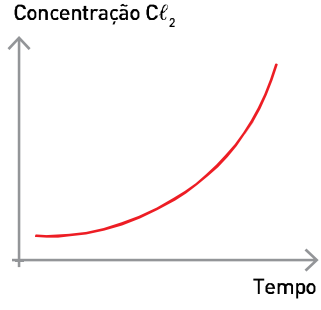
7. O que poderíamos fazer para duplicar a rapidez da reação no frasco *X*? Explique.

8. (UFPE) A reação do óxido de nitrogênio com cloro, descoberta em 1914, foi a primeira reação gasosa elementar trimolecular: $2\ NO\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightarrow 2\ NOC\ell\ (g)$. Sobre a cinética dessa reação, podemos afirmar que são corretas:

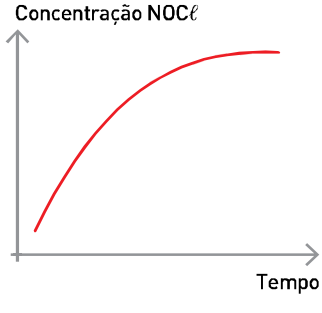
0—0 A variação da concentração de NO com relação ao tempo pode ser representada pelo gráfico:



1—1 A variação da concentração de $C\ell_2$ com relação ao tempo pode ser representada pelo gráfico:



2—2 A variação da concentração de $NOC\ell$ com relação ao tempo pode ser representada pelo gráfico:



3—3 Se duplicarmos a concentração de NO, a velocidade da reação quadruplica.

4—4 Se duplicarmos a concentração de $C\ell_2$, a velocidade da reação quadruplica.

9. (UFRGS-RS) Observe a reação abaixo:

$$N_2O_4\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

Nessa reação ocorre um processo que segue uma cinética de primeira ordem, e sua constante de velocidade, a 25 °C, é de $1{,}0 \cdot 1{,}0^{-3}\ s^{-1}$.

Partindo-se de uma concentração inicial de $2{,}00\ mol \cdot L^{-1}$ de N_2O_4, a taxa inicial de formação de NO_2 será:

a) $1{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

b) $2{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

c) $4{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

d) $8{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

e) $16{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

10. (Cefet-MG) A síntese do álcool terc-butílico pode ser realizada via substituição nucleofílica de 1ª ordem, a partir do cloreto de terc-butila, de acordo com as etapas descritas.

I. $(CH_3)_3C — C\ell \rightarrow (CH_3)_3C^+ + C\ell^-$ (lenta)

II. $(CH_3)_3C^+ + H_2O \rightarrow (CH_3)_3C — OH^+$ (rápida)

III. $(CH_3)_3C — OH_2^+ \rightarrow (CH_3)_3C — OH + H^+$ (rápida)

A velocidade *v* para essa reação de síntese é expressa por:

a) $k[(CH_3)_3C — C\ell]$

b) $k[(CH_3)_3C — OH_2^+]$

c) $k[(CH_3)_3C^+]^2[C\ell^-]$

d) $k[(CH_3)_3C — OH][H^+]$

e) $k[(CH_3)_3C^+][(CH_3)_3C — OH_2^+]$

11. (UEM-PR) Dado o mecanismo em duas etapas para uma reação em fase gasosa, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

A) $HBr + NO_2 \rightarrow HBrO + NO$ (etapa lenta)

B) $HBr + HBrO \rightarrow H_2O + Br_2$ (etapa rápida)

01) A reação global pode ser expressa como: $2\ HBr + NO_2 \rightarrow H_2O + NO + Br_2$.

02) A etapa determinante na velocidade da reação é a etapa *B*.

04) A equação que representa a velocidade da reação é $v = k[HBr][NO_2]$.

08) Em uma reação não elementar, a velocidade da reação global não pode ser escrita a partir da equação da reação global.

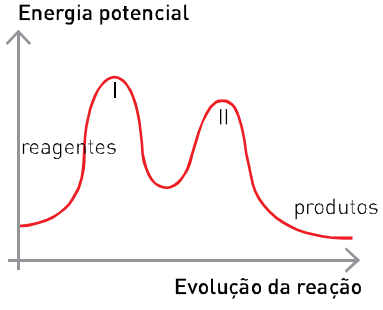
16) O ácido hipobromídrico pode ser considerado um composto intermediário na reação, pois é formado e consumido durante o processo.

12. (Unifesp) Estudos cinéticos da reação entre os gases NO_2 e CO na formação dos gases NO e CO_2 revelaram que o processo ocorre em duas etapas:

I. $NO_2\ (g) + NO_2\ (g) \rightarrow NO\ (g) + NO_3\ (g)$

II. $NO_3\ (g) + CO\ (g) \rightarrow NO_2\ (g) + CO_2\ (g)$

O diagrama de energia da reação está esquematizado ao lado.



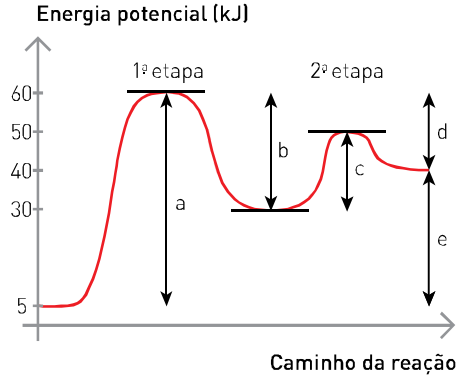
a) Apresente a equação global da reação e a equação da velocidade da reação que ocorre experimentalmente.

b) Verifique e justifique se cada afirmação a seguir é verdadeira:

I. a reação em estudo absorve calor;

II. a adição de um catalisador aumenta a quantidade de gás carbônico.

13. (Ufop-MG) O gráfico abaixo refere-se à variação de energia de uma reação hipotética, ocorrendo no sentido direto, em duas etapas.



a) Qual das duas etapas é determinante da velocidade da reação hipotética global? Justifique.

b) Calcule o calor de reação, ΔH, correspondente à etapa mais endotérmica da reação hipotética global.

c) Calcule o calor de reação, ΔH, correspondente à reação hipotética global inversa.

14. (UFPE) Átomos de cloro podem causar a destruição de moléculas de ozônio na alta atmosfera através de vários ciclos catalíticos. O ciclo catalítico mais simples proposto consiste no seguinte mecanismo:

$O_3\ (g) + C\ell\ (g) \rightarrow O_2\ (g) + C\ell O\ (g)$ etapa 1: rápida

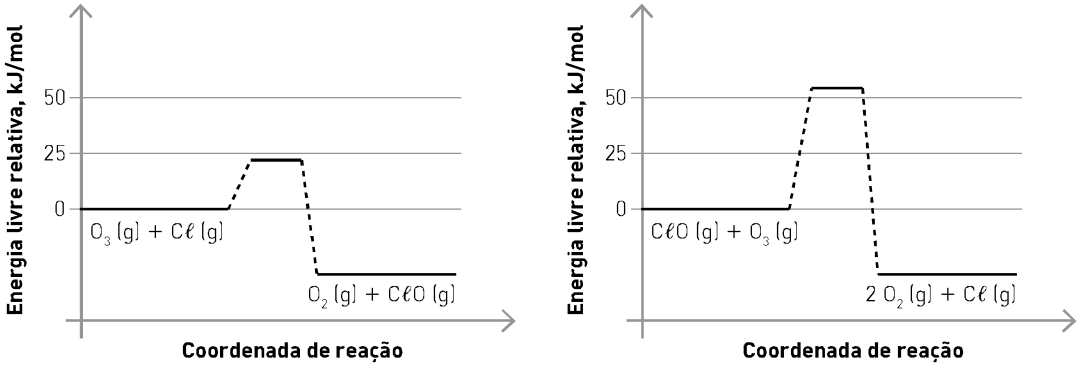
$C\ell O\ (g) + O_3\ (g) \rightarrow 2\ O_2\ (g) + C\ell\ (g)$ etapa 2: lenta

Sobre esse mecanismo, sua cinética e as espécies envolvidas, podemos afirmar que:
(Indique V (verdadeiro) ou F (falso).)

( ) a equação global obtida do mecanismo proposto não é compatível com a equação química balanceada da reação de decomposição do ozônio em dioxigênio.

( ) o cloro é um intermediário da reação.

( ) os perfis das reações apresentados a seguir são compatíveis com o mecanismo proposto.



( ) o monóxido de cloro (CℓO) é o catalizador da reação.

( ) a etapa 2 é uma reação de segunda ordem.

15. (Unimontes-MG) Os dados da tabela abaixo se referem à reação química entre os gases monóxido de nitrogênio, NO, e oxigênio, O_2, a 660 °C: 2 NO (g) + O_2 (g) → 2 NO_2 (g)

Ensaio	Concentração inicial dos reagentes (mol · L^{-1})		Velocidade de consumo de NO (mol · L^{-1} · s^{-1})
	[NO]	[O_2]	
1	0,010	0,010	$2,5 \cdot 10^{-5}$
2	0,020	0,010	$1,0 \cdot 10^{-4}$
3	0,010	0,020	$5,0 \cdot 10^{-5}$

Em relação à velocidade de consumo de monóxido de nitrogênio, assinale a alternativa correta.

a) Em temperaturas superiores a 660 °C, a constante de velocidade, *k*, será a mesma.

b) A velocidade de consumo de NO é diferente da velocidade de formação do NO_2.

c) Os gases NO e O_2 são consumidos, no ensaio 2, a uma mesma velocidade.

d) A velocidade da reação correspondente ao ensaio 1 é igual a $1,25 \cdot 10^{-5}$ mol/L · s.

16. (Espcex-Aman) Os dados da tabela abaixo, obtidos experimentalmente em idênticas condições, referem-se à reação:

$$3A + 2B \rightarrow C + 2D$$

Experiência	Concentração de *A* [A] em mol · L^{-1}	Concentração de *B* [B] em mol · L^{-1}	Velocidade *v* em mol · L^{-1} · min^{-1}
1	2,5	5,0	5,0
2	5,0	5,0	20,0
3	5,0	10,0	20,0

Baseando-se na tabela, são feitas as seguintes afirmações:

I. A reação é elementar.

II. A expressão da velocidade da reação é $v = k \cdot [A]^3 \cdot [B]^2$.

III. A expressão da velocidade da reação é $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^0$.

IV. Dobrando-se a concentração de *B*, o valor da velocidade da reação não se altera.

V. A ordem da reação em relação a *B* é 1 (1ª ordem).

Das afirmações feitas, utilizando os dados citados, estão corretas apenas:

a) I e II.
b) I, II e III.
c) II e III.
d) III e IV.
e) III, IV e V.

17. (Mack-SP) A tabela mostra a variação da velocidade inicial da reação hipotética representada pela equação A_2 (g) + 2 B (g) → C (g), em função das concentrações iniciais dos reagentes utilizados no processo.

Experimento	[A] inicial (mol/L)	[B] inicial (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · min)	Temperatura (K)
1	1,0	1,0	0,4	338
2	2,0	1,0	0,2	298
3	1,0	1,0	0,1	298
4	2,0	2,0	0,4	298

Interpretando a tabela, considere as afirmações I, II, III e IV abaixo:

I. O valor da constante de proporcionalidade *k* é igual para todos os experimentos.

II. A lei cinética da velocidade pode ser expressa pela equação $v = k \cdot [A] \cdot [B]$.

III. Trata-se de uma reação cuja ordem global é 2.

IV. As ordens para os reagentes *A* e *B* são, respectivamente, zero e 2.

São verdadeiras, apenas as afirmações:

a) I e III.
b) I e IV.
c) II e III.
d) II e IV.
e) III e IV.

18. (UFPA) Os resultados de três experimentos, feitos para encontrar a lei de velocidade para a reação 2 NO (g) + 2 H_2 (g) → N_2 (g) + 2 H_2O (g), encontram-se na tabela abaixo.

Velocidade inicial de consumo de NO (g)

Experimento	[NO] inicial (mol · L^{-1})	[H_2] inicial (mol · L^{-1})	Velocidade de consumo inicial de NO (mol · L^{-1} · s^{-1})
1	$4{,}0 \cdot 10^{-3}$	$2{,}0 \cdot 10^{-3}$	$1{,}2 \cdot 10^{-5}$
2	$8{,}0 \cdot 10^{-3}$	$2{,}0 \cdot 10^{-3}$	$4{,}8 \cdot 10^{-5}$
3	$4{,}0 \cdot 10^{-3}$	$4{,}0 \cdot 10^{-3}$	$2{,}4 \cdot 10^{-5}$

De acordo com esses resultados, é correto concluir que a equação de velocidade é:

a) $v = k[NO][H_2]^2$
b) $v = k[NO]^2[H_2]^2$
c) $v = k[NO]^2[H_2]$
d) $v = k[NO]^4_1[H_2]^2$
e) $v = k[NO]^{\frac{1}{2}}[H_2]$

19. (UEM-PR) Dado que a lei de velocidade, determinada experimentalmente a partir de uma reação elementar, é igual a $v = k[A_2][X_2]^2$, é correto afirmar que:

01) essa lei de velocidade corresponde à reação elementar $A_2 + 2\,X_2 \rightarrow 2\,AX_2$.

02) ao dobrarmos a concentração dos dois reagentes envolvidos na lei de velocidade, aquele que proporciona maior influência sobre a velocidade da reação é o X_2.

04) essa lei de velocidade indica que a molecularidade da reação é indubitavelmente igual a 3.

08) trata-se de uma reação de ordem global igual a 3.

16) por ser uma reação elementar, a mesma ocorre por meio de duas ou mais etapas.

20. (Uespi) Três experimentos foram realizados para estudar a cinética da reação:

$$2\,IC\ell\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow I_2\,(g) + 2\,HC\ell\,(g)$$

Experimento	Concentração inicial (mol/L)		Velocidade inicial (mol · L^{-1} · s^{-1})
	$IC\ell$	H_2	
1	1,5	1,5	$3{,}7 \cdot 10^{-7}$
2	3,0	1,5	$7{,}4 \cdot 10^{-7}$
3	3,0	4,5	$22 \cdot 10^{-7}$

De acordo com os dados obtidos experimentalmente, a lei de velocidade para essa reação é:

a) $v = k[H_2]^2$

b) $v = k[IC\ell]^2$

c) $v = k[IC\ell][H_2]$

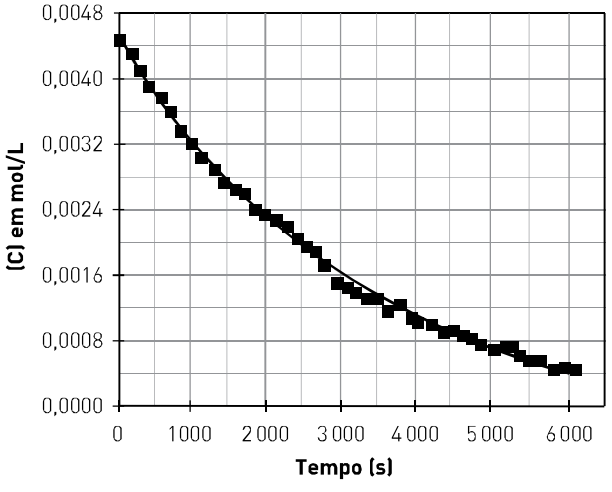
d) $v = k[IC\ell]$

e) $v = k[H_2]$

21. (UFPR)

"As lentes fotocromáticas trouxeram benefícios aos usuários de óculos. Devido à presença de corantes fotossensíveis, essas lentes mudam de cor conforme a exposição à luz solar. É desejável que, após o escurecimento das lentes, o clareamento ocorra rapidamente, quando em ambientes de pouca luz. Para avaliar a eficiência de um corante, é acompanhado o clareamento de uma solução, monitorando-se a concentração da espécie colorida ([C]) em função do tempo. O perfil cinético do clareamento de um corante é mostrado ao lado."

(Adaptado de SOUSA, C. M.; BERTHET, J.; DELBAERE, S.; COELHO, P. J. *Journal of Organic Chemistry*, v. 77, p. 3959-3968, 2012.)



Considerando as informações, avalie as seguintes afirmativas:

I. Para o gráfico mostrado, a espécie colorida do corante tem papel de reagente, enquanto a espécie incolor é o produto.

II. O tempo de meia-vida $\left[t_{\frac{1}{2}}\right]$ da reação de clareamento apresentada é de aproximadamente 35 minutos, que se refere ao tempo necessário para a cor diminuir metade da sua coloração inicial.

III. A Lei de velocidade para a reação apresentada é $v = k[I][C]$, onde *v* é a velocidade, *k* é a constante de velocidade e [I] e [C] são as concentrações do corante na forma incolor e colorida, respectivamente.

IV. Ao aumentar a concentração do corante, a velocidade da reação apresentada no gráfico acima aumenta, no entanto isso não influencia sua constante de velocidade.

Assinale a alternativa correta:

a) Somente as afirmativas I e IV são verdadeiras.

b) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.

c) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.

d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.

e) Somente as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.

22. (Uerj) O açúcar invertido é composto por uma mistura de glicose e frutose; já o açúcar comum é constituído somente por sacarose.

A solução aquosa do açúcar invertido mantém-se no estado líquido sob condições ambientes, pois possui menor temperatura de congelamento do que a do açúcar comum.

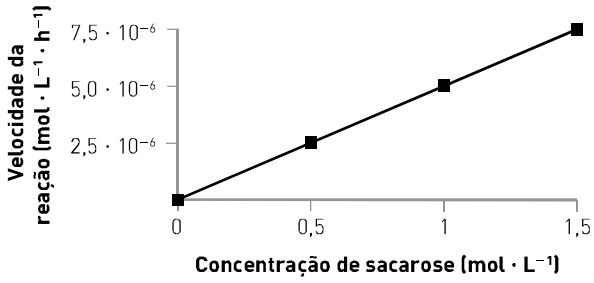
Observe a equação química que representa a produção do açúcar invertido:

$$\underset{\text{sacarose}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H^+} \underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{frutose}}{C_6H_{12}O_6}$$

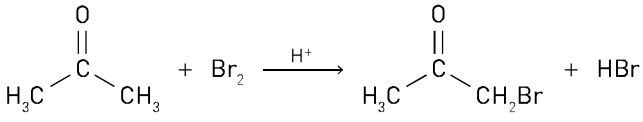
Em um processo de fabricação de açúcar invertido, a velocidade da reação foi medida em função da concentração de sacarose, uma vez que a concentração de água não afeta essa velocidade.

O gráfico ao lado indica os resultados obtidos.

Determine a constante cinética dessa reação. Em seguida, aponte o fator responsável pela menor temperatura de congelamento da solução aquosa de açúcar invertido.



23. (Fuvest-SP) Ao misturar acetona com bromo, na presença de ácido, ocorre a transformação representada pela equação química:



Dentre as substâncias presentes nessa mistura, apenas o bromo possui cor e, quando este reagente for totalmente consumido, a solução ficará incolor. Assim sendo, a velocidade da reação pode ser determinada medindo-se o tempo decorrido até o desaparecimento da cor, após misturar volumes definidos de soluções aquosas de acetona, ácido e bromo, de concentrações iniciais conhecidas. Os resultados de alguns desses experimentos estão na tabela apresentada a seguir.

a) Considerando que a velocidade da reação é dada por $\frac{\text{concentração inicial de } Br_2}{\text{tempo para desaparecimento da cor}}$, complete a tabela:

Experimento	Concentração inicial de acetona ($mol \cdot L^{-1}$)	Concentração inicial de H^+ ($mol \cdot L^{-1}$)	Concentração inicial de Br_2 ($mol \cdot L^{-1}$)	Tempo decorrido até o desaparecimento da cor (s)	Velocidade da reação ($mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$)
1	0,8	0,2	$6,6 \cdot 10^{-3}$	132	
2	1,6	0,2	$6,6 \cdot 10^{-3}$	66	
3	0,8	0,4	$6,6 \cdot 10^{-3}$	66	
4	0,8	0,2	$3,3 \cdot 10^{-3}$	66	

b) A velocidade da reação é independente da concentração de uma das substâncias presentes na mistura. Qual é essa substância? Justifique sua resposta.

24. (Uerj) As curvas que descrevem as velocidades de reação de muitas enzimas em função das variações das concentrações de seus substratos seguem a equação de Michaelis. Tal equação é representada por uma hipérbole retangular cuja fórmula é:

$$v = \frac{v_{máx} \cdot [S]}{K_m + [S]}$$

v = velocidade de reação

$v_{máx}$ = velocidade máxima de reação

K_m = constante de Michaelis

[S] = concentração de substrato

A constante de Michaelis corresponde à concentração de substrato na qual $v = \frac{v_{máx}}{2}$.

Considere um experimento em que uma enzima, cuja constante de Michaelis é igual a $9 \cdot 10^{-3}$ milimol/L , foi incubada em condições ideais, com concentração de substrato igual a 10^{-3} milimol/L . A velocidade de reação medida correspondeu a 10 unidades. Em seguida, a concentração de substrato foi bastante elevada de modo a manter essa enzima completamente saturada. Nesse caso, a velocidade de reação medida será, nas mesmas unidades, equivalente a:

a) 1

b) 10

c) 100

d) 1 000

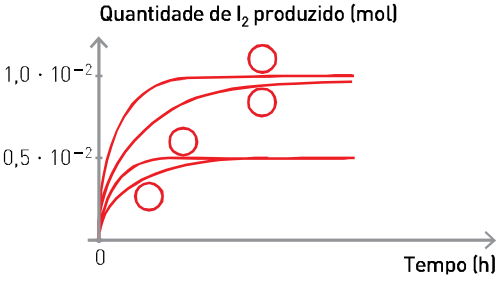
25. (Fuvest-SP) Em solução aquosa, iodeto de potássio reage com persulfato de potássio ($K_2S_2O_8$). Há formação de iodo e de sulfato de potássio.

No estudo cinético dessa reação, foram realizadas quatro experiências. Em cada uma delas, foram misturados volumes adequados de soluções-estoque dos dois reagentes, ambas de concentração $4{,}0 \cdot 10^{-1}$ mol/L e, a seguir, foi adicionada água, até que o volume final da solução fosse igual a 1,00 L.

Na tabela ao lado, estão indicadas as concentrações iniciais dos reagentes, logo após a mistura e adição de água (tempo igual a zero).

Experiência	Concentrações iniciais em mol/L		Temperatura (°C)
	I^-	S_2O^{2-}	
1	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	25
2	$2{,}0 \cdot 10^{-2}$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	25
3	$2{,}0 \cdot 10^{-2}$	$2{,}0 \cdot 10^{-2}$	25
4	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	35

A seguir, está o gráfico correspondente ao estudo cinético citado e, também, uma tabela a ser preenchida com os volumes das soluções-estoque e os de água, necessários para preparar as soluções das experiências de **1** a **4**.



Experiência	Volume (mL) de solução-estoque de iodeto de potássio	Volume (mL) de solução-estoque de persulfato de potássio	Volume (mL) de água
1			
2			
3			
4			

a) Escreva a equação química balanceada que representa a reação de oxirredução citada.

b) Copie e preencha a tabela.

c) No gráfico, preencha cada um dos círculos com o número correspondente à experiência realizada. Justifique sua escolha com base em argumentos cinéticos e na quantidade de iodo formado em cada experiência.

$$\text{velocidade da reação} = \frac{\text{mol de } I_2 \text{ produzido}}{\text{tempo}} = k \cdot C_{I^-} \cdot C_{S_2O_8^{2-}}$$

- C_{I^-} e $C_{S_2O_8^{2-}}$ = concentrações das respectivas espécies químicas, em mol/L;
- k = constante de velocidade, dependente da temperatura.

26. (Ufes) Considere a equação química e os dados experimentais de concentração inicial $[X]_0$ em mol/L e de velocidade inicial v_0, em mol/L · s, apresentados a seguir:

$$H_2O_2\,(aq) + 2\,H^+\,(aq) + 2\,Br^-\,(aq) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell) + Br_2\,(aq)$$

Experimento	$[H_2O_2]_0$	$[H^+]_0$	$[Br^-]_0$	V_0
1	0,10	0,10	0,10	1,0
2	0,01	0,10	0,10	0,1
3	0,10	0,01	0,10	0,1
4	0,10	0,10	0,01	0,1

Equação de Arrhenius
$k = A \cdot e^{-Ea/RT}$

a) Determine a ordem da reação em relação a cada um dos reagentes da equação acima.

b) Dada a equação de Arrhenius, mostrada anteriormente, que relaciona a constante de velocidade da reação *k* com a energia de ativação E_a e com a temperatura T, explique como a temperatura e a utilização de catalisadores afetam a velocidade da reação.

UNIDADE

7 Equilíbrios químicos

Mesmo que pudéssemos garantir todas as condições macroscópicas para a ocorrência de uma reação química, verificaríamos que a maioria delas não se estende até o esgotamento. Se pudéssemos analisar o sistema microscopicamente, veríamos que, além da interação entre as partículas do reagente, com a ruptura de ligações e redistribuição dos átomos nas moléculas, há outras interações ocorrendo simultaneamente: entre partículas recém-formadas do produto e partículas dos reagentes, ou mesmo entre partículas dos produtos, que produzem novamente os reagentes.

É fácil entender esse processo se nos lembrarmos da teoria da colisão (estudada na Unidade 6); afinal, pode haver choques entre quaisquer partículas, na solução, e alguns deles levam a alterações efetivas. Todas essas reações ocorrem a taxas, ou rapidez, específicas. Eventualmente, essas taxas podem se igualar. Essa é a visão microscópica.

Macroscopicamente, o que teremos? Um sistema em que as concentrações dos componentes param de variar. Poderíamos dizer que a reação parou, ou se acabou. Na verdade, o sistema entrou em **equilíbrio**.

Por que é importante conhecer as características dos sistemas em equilíbrio? Na indústria, a constante de equilíbrio é um dos dados mais importantes para a escolha de uma rota de síntese para a obtenção de produtos químicos. O valor da constante de equilíbrio nos informa até onde a reação "avança". Com esse dado, é possível controlar a eficiência da reação, afastando-a momentaneamente do equilíbrio, e obter os componentes que nos interessam.

Joseph C. Dovala/AGE Fotostock/Keystone

Um grande número de equilíbrios químicos ocorre em meio aquoso. Eles podem ser deslocados pela variação da concentração de qualquer um de seus participantes.

Ideias iniciais

- A legislação brasileira sobre medicamentos genéricos estabelece parâmetros de produção rigorosíssimos, como o fornecimento, pela indústria, de dados como "rota de síntese, com descrição das moléculas intermediárias, seus nomes químicos e solventes utilizados" (Resolução RDC nº 16, de 2 de março de 2007).
  Com base nos conhecimentos que você já possui sobre a estequiometria das reações químicas, reflita: Por que é importante que haja todo esse rigor?

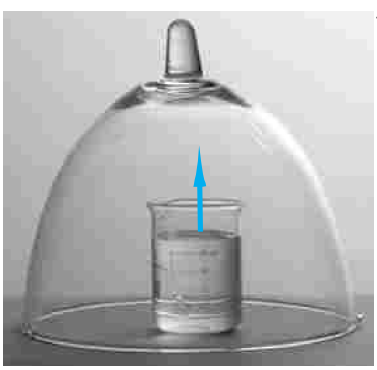
CAPÍTULO 27

Processos reversíveis

Várias reações ocorrem mediante o consumo total dos reagentes envolvidos ou de pelo menos um deles.

No entanto, existem vários processos reversíveis. Um exemplo de um processo físico reversível é o que ocorre com a água líquida em frasco fechado.

Quando montamos um sistema fechado com água líquida nas condições ambientes, notamos que o nível da água líquida no frasco vai diminuindo com o passar do tempo, até ficar constante.

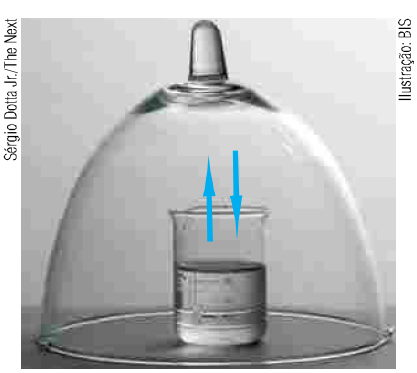


Sérgio Dotta Jr./The Next

Ilustração: BIS

Inicialmente, teremos somente a vaporização da água líquida. Com o passar do tempo, a quantidade de água líquida diminui e a quantidade de vapor-d'água aumenta, começa a ocorrer a condensação do vapor-d'água.

Quando a quantidade de água líquida permanece constante, o vapor-d'água atinge sua pressão máxima de vapor.



Sérgio Dotta Jr./The Next

Ilustração: BIS

Nesse instante, a velocidade de vaporização se iguala à velocidade de condensação e se estabelece um equilíbrio.

$$H_2O\ (\ell) \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftharpoons}} H_2O\ (v)$$

v_d = velocidade de vaporização
v_i = velocidade de condensação

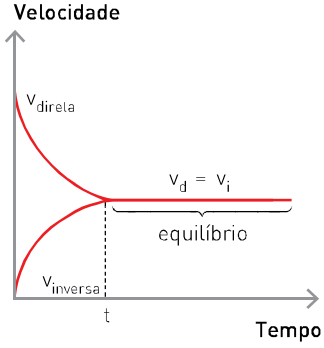
Photolake Inc./Alamy/Glow Images

A queima do magnésio consiste na sua reação com o gás oxigênio presente no ar atmosférico, produzindo óxido de magnésio. Essa reação termina quando todo o magnésio é consumido.

> *A representação $\rightleftharpoons$ indica processos reversíveis.*

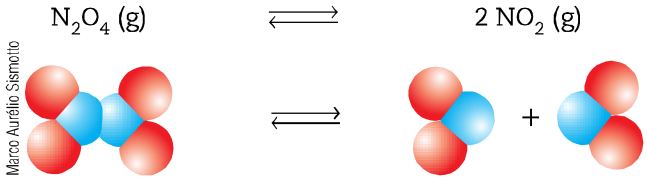
Após atingido o equilíbrio, as quantidades de água líquida e de vapor não se alteram mais, porém ainda estão ocorrendo simultaneamente a vaporização e a condensação.

Esse e outros equilíbrios podem ser representados pelo gráfico ao lado.



Uma consequência importante do fato de as duas velocidades serem iguais na situação de equilíbrio é que as quantidades dos participantes permanecem constantes, porém não obrigatoriamente iguais.

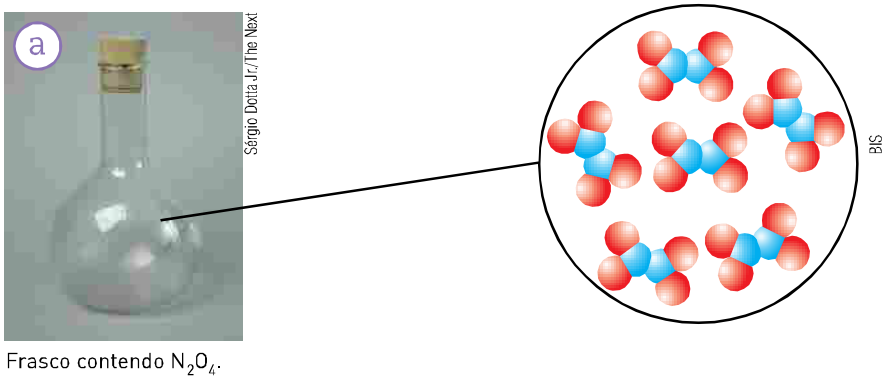
Veja agora um processo químico em que ocorre um equilíbrio:



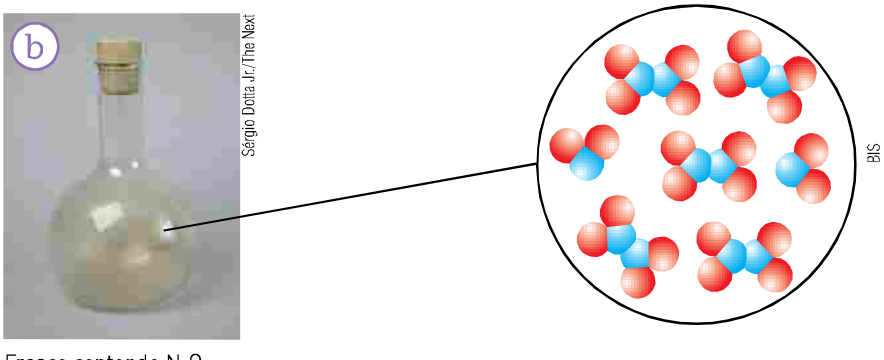
Na verdade, essa equação corresponde à ocorrência simultânea de duas reações opostas:

- reação direta — decomposição do N_2O_4: $N_2O_4 \longrightarrow 2\ NO_2$
- reação inversa — associação do NO_2: $2\ NO_2 \longrightarrow N_2O_4$

Vamos estudar esse equilíbrio partindo de um frasco (a) contendo somente N_2O_4 (incolor). À medida que as moléculas de N_2O_4 se decompõem, originando NO_2, começa a aparecer uma coloração castanha no frasco (b).



Frasco contendo N_2O_4.



Frasco contendo N_2O_4 e NO_2.

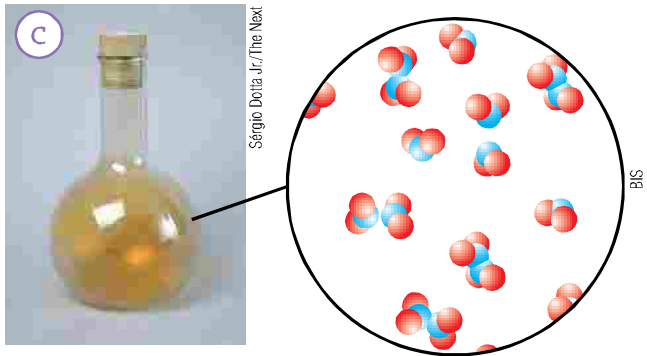
No início, a velocidade de decomposição é máxima, pois temos a maior concentração de N_2O_4 (g). No entanto, à medida que sua concentração diminui, também diminui a sua velocidade de decomposição.

$$v_{direta} = k_d[N_2O_4]$$

Com o passar do tempo, a concentração de NO_2, que era igual a zero no instante inicial, aumenta. Esse aumento é perceptível visualmente pelo aumento da intensidade da coloração castanha. Consequentemente, aumenta o número de choques entre suas moléculas, que, com isso, regeneram o N_2O_4.

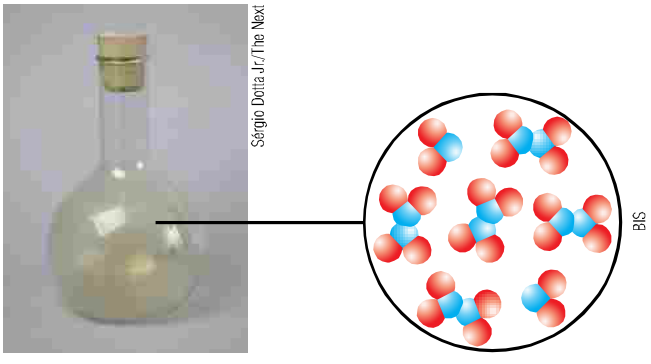
$$v_{inversa} = k_i[NO_2]^2$$

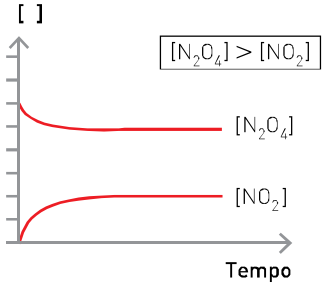
Após certo tempo, notamos que a coloração do frasco (c) não mais se altera, o que se deve ao fato de a velocidade da reação direta ser igual à velocidade da reação inversa, ou seja, foi atingido o equilíbrio.



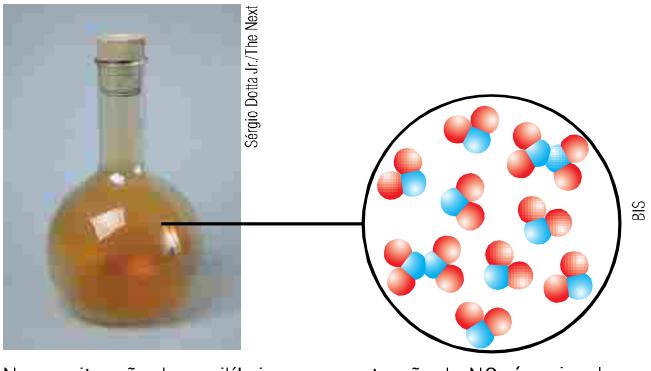
Reação em equilíbrio.

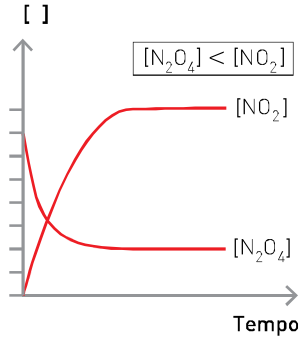
Dependendo das condições em que se estabelece o equilíbrio, podemos ter três possibilidades:



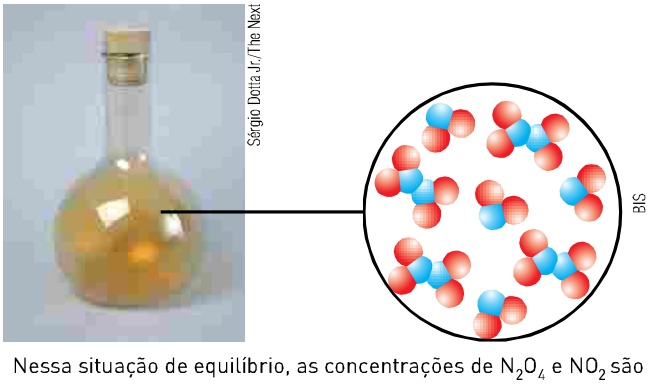


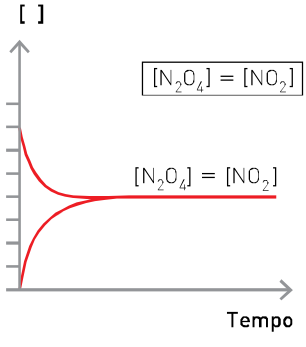
Nessa situação de equilíbrio, a concentração de N_2O_4 é maior do que a de NO_2.





Nessa situação de equilíbrio, a concentração de NO_2 é maior do que a de N_2O_4.





Nessa situação de equilíbrio, as concentrações de N_2O_4 e NO_2 são iguais.

Em qualquer uma das três situações de equilíbrio, temos algumas características gerais dos equilíbrios:

- as reações direta e inversa continuam ocorrendo simultaneamente;
- nos equilíbrios, a velocidade da reação direta é sempre igual à velocidade da inversa;
- a não ocorrência de mudança no sistema significa que as concentrações no equilíbrio permanecem constantes;
- esse tipo de equilíbrio somente é obtido em **sistema fechado**, a dada temperatura.

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

A expressão da constante de equilíbrio foi formulada pela primeira vez pelos noruegueses Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900), em 1863, e enunciada como a **Lei da ação das massas**.

Para um equilíbrio em que todos os participantes formam um sistema homogêneo, isto é, um equilíbrio homogêneo, genericamente representado por:

$$a\,A + b\,B \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

a velocidade das reações pode ser expressa por:

$v_d = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$ velocidade direta = v_d

$v_i = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$ velocidade inversa = v_i

No equilíbrio, as velocidades são iguais, logo:

$$v_d = v_i$$

$$k_1 [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Como k_1 e k_2 são constantes, a relação $\frac{k_1}{k_2}$ também é constante. A essa nova constante foi dado o nome de **constante de equilíbrio**, representada por K_e ou ainda K_c (constante de equilíbrio em termos de concentração).

No equilíbrio, temos a expressão da K_c em termos de concentração:

$$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D \qquad K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Veja alguns exemplos da expressão da K_c para equilíbrios homogêneos:

- $2\,SO_3\,(g) \rightleftharpoons 2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g)$ $\qquad K_c = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2}$
- $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HI\,(g)$ $\qquad K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$
- $Fe^{2+}\,(aq) + Cu^{2+}\,(aq) \rightleftharpoons Fe^{3+}\,(aq) + Cu^{+}\,(aq)$ $\qquad K_c = \frac{[Fe^{3+}] \cdot [Cu^{+}]}{[Fe^{2+}] \cdot [Cu^{2+}]}$

Nos equilíbrios heterogêneos, os reagentes e os produtos estão em mais de uma fase.

Um exemplo de equilíbrio heterogêneo é a reação que ocorre entre o Fe (s) e o vapor-d'água [H_2O (v)], produzindo magnetita [Fe_3O_4 (s)] e gás hidrogênio [H_2 (g)].

$$3\,Fe\,(s) + 4\,H_2O\,(v) \rightleftharpoons Fe_3O_4\,(s) + 4\,H_2\,(g)$$

Nesse equilíbrio temos duas fases sólidas, Fe (s) e Fe_3O_4 (s), e uma fase gasosa, constituída de H_2O (v) e H_2 (g).

Vamos, inicialmente, escrever a expressão da constante de equilíbrio, como apresentada em equilíbrios homogêneos, representando a constante por K'_c.

$$K'_c = \frac{[Fe_3O_4][H_2]^4}{[Fe]^3[H_2O]^4}$$

Os sólidos e os líquidos puros, apesar de participarem dos equilíbrios, apresentam concentrações constantes a determinada temperatura. Considerando esse fato, podemos reescrever a expressão da constante de equilíbrio:

$$\underbrace{\frac{[Fe_3]}{[FeO_4]^3}}_{\text{constante}} \cdot K'_c = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$$

O produto $\frac{[Fe_2O_4]}{[Fe]^3} \cdot K'_c$ corresponde à constante de equilíbrio: K_c.

Dessa maneira, ao escrever a expressão da constante de equilíbrio para sistemas heterogêneos, omitimos as concentrações dos participantes sólidos ou líquidos puros.

Para esse equilíbrio, temos:

$$K_c = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$$

Veja outros exemplos:

- $C\,(s) + O_2\,(g) \rightleftharpoons CO_2\,(g)$ $\qquad K_c = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$
- $Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightleftharpoons Cu\,(s) + Zn^{2+}\,(aq)$ $\qquad K_c = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$
- $CaO\,(s) + CO_2\,(g) \rightleftharpoons CaCO_3\,(s)$ $\qquad K_c = \frac{1}{[CO_2]}$

A concentração em mol/L de uma substância pura sólida ou líquida depende de sua densidade e massa molar:

$$\left.\begin{array}{l} d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = dV \\ \mathcal{M} = \frac{m}{MV} \end{array}\right\} \mathcal{M} = \frac{dV}{MV} \Rightarrow \mathcal{M} = \frac{d}{M}$$

Como a dada temperatura a densidade de uma substância pura sólida ou líquida é uma constante, sua concentração em mol/L também é uma constante.

No equilíbrio:

$$\underset{\text{sacarose}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + \underset{\text{líquido puro}}{H_2O(\ell)} \rightleftharpoons \underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6(aq)} + \underset{\text{frutose}}{C_6H_{12}O_6(aq)}$$

o volume de uma solução aquosa diluída é praticamente igual ao volume da água. 1 L de água tem massa aproximada de 1000 g.

Assim, podemos calcular a concentração em mol/L da água (H_2O: massa molar = 18 g · mol^{-1}):

$$\mathcal{M} = \frac{1000\ g}{18\ g \cdot mol^{-1} \cdot 1\ L} = 55{,}5\ mol \cdot L^{-1}$$

Esse valor é uma constante.

Logo, podemos concluir que o H_2O (ℓ) presente em qualquer equilíbrio em meio aquoso (aq) não fará parte da expressão da K_c. Assim, a expressão da K_c é:

$$K_c = \frac{[C_6H_{12}O_6] \cdot [C_6H_{12}O_6]}{[C_{12}H_{22}O_{11}]}$$

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÃO

Até agora, a expressão do equilíbrio foi dada em termos de concentração mol/L (K_c). No entanto, em equilíbrios nos quais pelo menos um dos participantes é um **gás**, a constante de equilíbrio pode ser expressa em termos de pressões parciais dos gases envolvidos e, nesse caso, será representada por K_p.

Assim, as expressões de K_c e K_p para os equilíbrios a seguir, por exemplo, são dadas por:

- $1\ CO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ CO_2\ (g)$ $\qquad K_c = \dfrac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}$; $\qquad K_p = \dfrac{(P_{CO_2})^2}{(P_{CO})^2 \cdot (P_{O_2})}$

em que P_{CO}, P_{O_2} e P_{CO_2} são as pressões parciais dos gases.

- $C\ (s) + O_2\ (g) \rightleftharpoons CO_2\ (g)$ $\qquad K_c = \dfrac{[CO_2]}{[O_2]}$; $\qquad K_p = \dfrac{(P_{CO_2})}{(P_{O_2})}$

- $Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightleftharpoons ZnC\ell_2\ (aq) + H_2$ $\qquad K_c = \dfrac{[ZnC\ell_2] \cdot [H_2]}{[HC\ell]^2}$; $\qquad K_p = P_{H_2}$

- $Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$ $\qquad K_c = \dfrac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$; $\qquad K_p$ não definida

- $CaCO_3\ (s) \rightleftharpoons CaO\ (s) + CO_2\ (s)$ $\qquad K_c = [CO_2]$; $\qquad K_p = P_{CO_2}$

> *Na expressão de K_c* ***não*** *devem ser representados os componentes* ***sólidos.***
> *Na expressão de K_p* ***só*** *devem ser representados os componentes* ***gasosos.***
> *Tanto K_c quanto K_p (constantes de equilíbrio)* ***só variam com a temperatura.***

Relação entre K_c e K_p

Dada a equação de uma reação genérica:

$$a\ A\ (g) + b\ B\ (g) \rightleftharpoons c\ C\ (g)$$

temos:

$$K_c = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b} \qquad K_p = \frac{(P_C)^c}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Lembrando que a equação geral dos gases é:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

e aplicando essa expressão para os componentes da reação genérica, obtemos:

$$P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \qquad P_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T \qquad P_C \cdot V = n_C \cdot R \cdot T$$

$$P_A = \frac{n_A}{V} \cdot R \cdot T \qquad P_B = \frac{n_B}{V} \cdot R \cdot T \qquad P_C = \frac{n_C}{V} \cdot R \cdot T$$

Como a concentração em mol/L do gás é $\frac{n}{V}$, temos:

$$P_A = [A] \cdot R \cdot T \qquad P_B = [B] \cdot R \cdot T \qquad P_C = [C] \cdot R \cdot T$$

Substituindo esses dados na expressão da K_p, obtemos:

$$K_p = \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b} \Rightarrow K_p = \frac{[C]^c \cdot (R \cdot T)^c}{[A]^a \cdot [B]^b \cdot (R \cdot T)^a \cdot (R \cdot T)^b}$$

$$K_p = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot (R \cdot T)^{(c) - (a + b)} \Rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n},$$

em que Δn indica a variação do número de mols das espécies no estado gasoso.

Veja alguns exemplos da aplicação da relação $K_p = K_c$.

mol de gás: $\underbrace{2\,NH_3\,(g)}_{2\text{ mol}} \rightleftharpoons \underbrace{N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g)}_{4\text{ mol}}$

$\Delta n = 4 - 2 = 2$
$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$
$K_p = K_c \cdot (RT)^2$

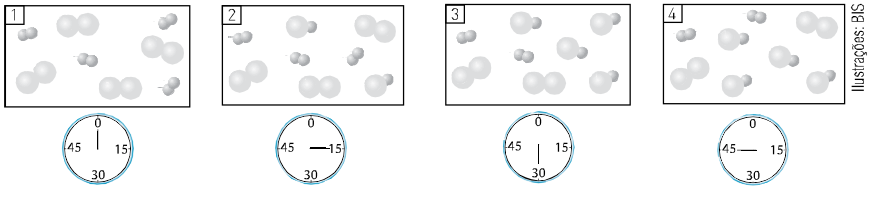
mol de gás: $\underbrace{CaCO_3\,(s)}_{\substack{0 \\ 0\text{ mol}}} \rightleftharpoons \underbrace{CaO\,(s) + CO_2\,(g)}_{\substack{0 \quad 1\text{ mol} \\ 1\text{ mol}}}$

$\Delta n = 1 - 0 = 1$
$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$
$K_p = K_c \cdot (RT)^1$

Exercícios fundamentais

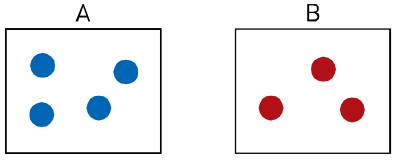
Observe as ilustrações e responda às questões de **1** a **3**.

$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HI\,(g)$



Ilustrações: BIS

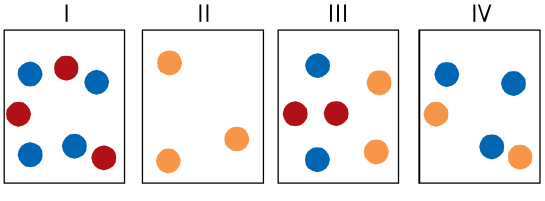
1. A partir de que instante o sistema atingiu o equilíbrio?
2. Escreva em seu caderno a expressão da K_c.
3. Esboce um gráfico, indicando o número de moléculas de todos os participantes nas ordenadas e o tempo em minutos, do início até 45 minutos, nas abscissas.
4. As substâncias A e B, inicialmente contidas em frascos separados,



são colocadas em contato e reagem estabelecendo um equilíbrio:

$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C$ (●)

Indique, dentre os esquemas seguintes, o que melhor representa o equilíbrio:



5. Escreva em seu caderno a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) para os seguintes equilíbrios, classificando-os em homogêneos ou heterogêneos.

I. $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$

II. $PC\ell_5\ (g) \rightleftharpoons PC\ell_3\ (g) + C\ell_2\ (g)$

III. 1 ácido + 1 álcool $\rightleftharpoons$ 1 éster + 1 água

IV. $4\ HC\ell\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ H_2O\ (g) + 2\ C\ell_2\ (g)$

V. $C\ (s) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons CO\ (g) + H_2\ (g)$

VI. $Mg\ (s) + 2\ H^+\ (aq) \rightleftharpoons Mg^{2+}\ (aq) + H_2\ (g)$

6. Escreva em seu caderno o equilíbrio apresentado pela seguinte K_c:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

7. Escreva em seu caderno as expressões das constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c) e de pressão (K_p), classificando os equilíbrios em homogêneos ou heterogêneos.

a) $2\ NH_3\ (g) \rightleftharpoons N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g)$

b) $3\ Fe\ (s) + 4\ H_2O\ (g) \rightleftharpoons Fe_3O_4\ (s) + 4\ H_2\ (g)$

c) $2\ BaO_2\ (s) \rightleftharpoons 2\ BaO\ (s) + O_2\ (g)$

8. Estabeleça uma relação entre as expressões de K_c na mesma temperatura para os equilíbrios:

$$2\ SO_3\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$$

Testando seu conhecimento

1. (UFSM-RS) A história da maioria dos municípios gaúchos coincide com a chegada dos primeiros portugueses, alemães, italianos e de outros povos. No entanto, através dos vestígios materiais encontrados nas pesquisas arqueológicas, sabemos que outros povos, anteriores aos citados, protagonizaram a nossa história.

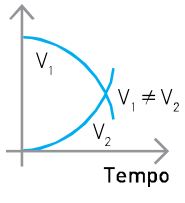
Diante da relevância do contexto e da vontade de valorizar o nosso povo nativo, "o índio", foi selecionada a área temática *cultura* e as questões foram construídas com base na obra *Os primeiros habitantes do Rio Grande do Sul* (Custódio, L. A. B., organizador. Santa Cruz do Sul: Edunisc; Iphan, 2004).

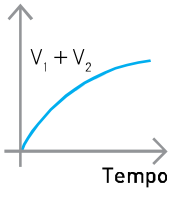
Os habitantes do litoral pescavam, caçavam à beira das águas, faziam fogo, preparavam alimentos integrados por peixes, aves, animais terrestres e aquáticos, preocupando-se também com a aparência, ao enfeitar-se com adornos.

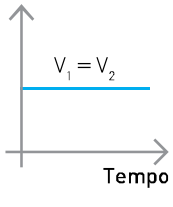
Nos "sambaquis", elevações formadas por acúmulo de alimentos, compostos predominantemente de conchas e moluscos, o composto químico predominante é o carbonato de cálcio. O gráfico que representa a reação de decomposição do carbonato de cálcio,

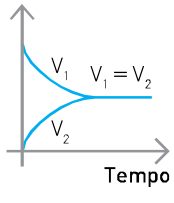
$$CaCO_3\ (s) \underset{V_2}{\overset{V_1}{\rightleftharpoons}} CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

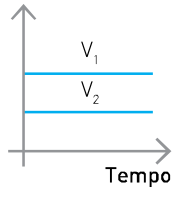
desde o início da decomposição até atingir o equilíbrio, é:

a)


b)


c)


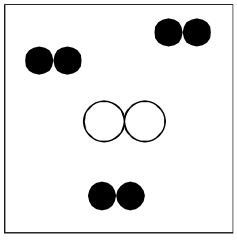
d)


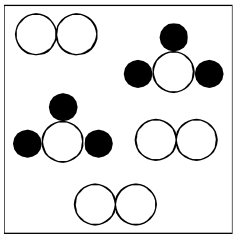
e)


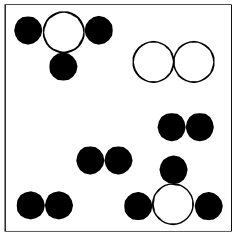
2. (Fuvest-SP) Em condições industrialmente apropriadas para se obter amônia, juntaram-se quantidades estequiométricas dos gases N_2 e H_2:

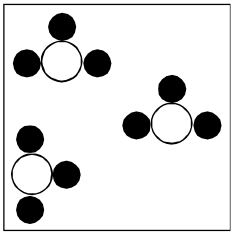
$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

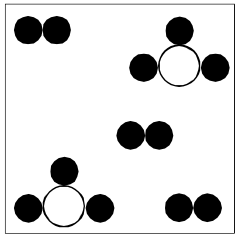
Depois de alcançado o equilíbrio químico, uma amostra da fase gasosa poderia ser representada corretamente por:

a) 

c) 

e) 

b) 

d) 

Legenda:
N ...
H ...

3. (UFPE) Quando o equilíbrio químico é alcançado por um sistema:
0-0) as concentrações de todas as espécies reagentes e produtos tornam-se iguais.
1-1) os produtos reagem com a mesma velocidade na qual são formados.
2-2) ambas as reações, direta e inversa, continuam após o equilíbrio ser atingido com a mesma velocidade.
3-3) as concentrações das espécies nos reagentes e produtos permanecem constantes.
4-4) todas as espécies químicas param de reagir.

4. (UFMA) Indique a expressão correta, com base na Lei da ação das massas, para a reação a seguir:

$$CS_2\,(g) + 4\,H_2\,(g) \rightleftharpoons CH_4\,(g) + 2\,H_2S\,(g)$$

a) $\dfrac{[CH_4]\,[H_2S]^2}{[CS_2]\,[H_2]^4}$

b) $\dfrac{[CS_2] + 4[H_2]}{[CH_4] + 2[H_2S]}$

c) $\dfrac{[CH_4] \cdot 2[H_2S]}{[CS_2] \cdot 4[H_2]}$

d) $\dfrac{[CS_2] \cdot 4[H_2]}{[CH_4] \cdot 2[H_2S]}$

e) $\dfrac{[CH_4] + 2[H_2S]}{[CS_2] + 4[H_2]}$

5. (UFRGS-RS) O equilíbrio químico representado por:

$$SO_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightleftharpoons SO_3\,(g)$$

corresponde a uma das etapas possíveis na formação de chuva ácida.

Indique a expressão da constante do equilíbrio K_c para a equação dada.

a) $\dfrac{[SO_2] \cdot [O_2]}{[SO_2]}$

b) $\dfrac{[SO_3]}{[SO_2]}$

c) $\dfrac{[SO_2] \cdot [O_2]^{\frac{1}{2}}}{[SO_3]}$

d) $\dfrac{[SO_3]}{[SO_2] \cdot [O_2]^{\frac{1}{2}}}$

e) $\dfrac{[SO_3]}{[SO_2] \cdot \frac{1}{2}\,[O_2]}$

6. (PUC-RS) É dada a seguinte expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes:

$$K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$$

A equação química que pode ser representada por essa expressão é:

a) $2\,NO_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO\,(g) + O_2\,(g)$
b) $2\,NO\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$
c) $NO_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO\,(g) + O_2\,(g)$
d) $2\,NO_2\,(g) \rightleftharpoons NO\,(g) + O\,(g)$
e) $NO\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$

7. (Unifor-CE) O equilíbrio químico

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$$

tem constante em termos de pressões parciais, K_p, expressa pela relação:

a) $\dfrac{p_{N_2} + (p_{H_2})^2}{(p_{NH_3})^2}$

b) $\dfrac{2\,p_{NH_3}}{p_{N_2} \cdot 3\,p_{H_2}}$

c) $\dfrac{(p_{NH_3})^2}{p_{N_2} \cdot (p_{H_2})^3}$

d) $\dfrac{(p_{NH_3})^2}{p_{N_2} + (p_{H_2})^3}$

e) $\dfrac{p_{NH_3}}{p_{N_2} + p_{H_2}}$

8. (PUCC-SP) Para o sistema em equilíbrio:

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$$

o valor da constante de equilíbrio (K_p) é calculado pela expressão:

a) $K_p = \dfrac{p_{CaO}}{p_{CaCO_3}}$

b) $K_p = p_{CO_2}$

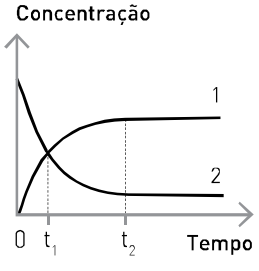
c) $K_p = p_{CaO} \cdot p_{CO_2}$

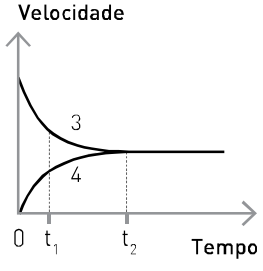
d) $K_p = p_{CaCO_3}$

e) $K_p = p_{CaO}$

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFG-GO) Os seguintes gráficos representam variáveis de uma reação química.





Os gráficos indicam que:

a) no instante t_1, a velocidade da reação direta é igual à da inversa.

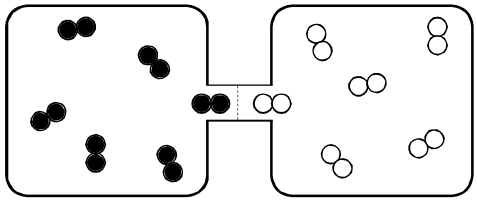
b) após t_2, não ocorre reação.

c) no instante t_1, a reação atingiu o equilíbrio.

d) a curva 4 corresponde à velocidade da reação inversa.

e) no ponto de intersecção das curvas 3 e 4, a concentração de produtos é igual à de reagentes.

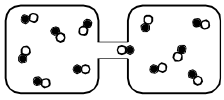
2. (UFMG) A figura representa dois recipientes de mesmo volume, interconectados, contendo quantidades iguais de $I_2(g)$ e $H_2(g)$, à mesma temperatura. Inicialmente, uma barreira separa esses recipientes, impedindo a reação entre os dois gases.

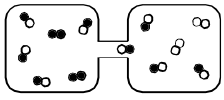


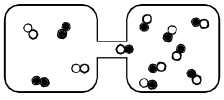
Retirada essa barreira, os dois gases reagem entre si, até que o sistema atinja um estado de equilíbrio, como descrito na equação:

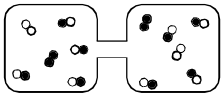
$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$$

Considerando o conceito de equilíbrio químico e as propriedades de moléculas gasosas, indique a alternativa que contém a representação mais adequada do estado de equilíbrio nessa reação.

a) 

b) 

c) 

d) 

3. (UFMG) A uma temperatura elevada, 10 mol de $PC\ell_5$ (g) foram adicionados a um recipiente que, imediatamente, foi fechado e mantido em temperatura constante.
Observou-se, então, que o $PC\ell_5$ (g) se decompôs, transformando-se em $PC\ell_3$ (g) e $C\ell_2$ (g).
A quantidade de matéria de $PC\ell_5$ (g), em mol, variou com o tempo, até o sistema alcançar o equilíbrio, como mostrado neste quadro:

Tempo	Quantidade de matéria de $PC\ell_5$/mol
t_1	10
t_2	6
t_3	4
t_4	4

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que,

a) em qualquer instante após t_1, a pressão do sistema é maior que em t_1.

b) em qualquer instante, as reações direta e inversa têm velocidades iguais.

c) no equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual a zero.

d) no equilíbrio, a quantidade de matéria das três substâncias é igual.

4. (Vunesp-SP) Leia a notícia publicada em janeiro de 2013.

> China volta a registrar níveis alarmantes de poluição atmosférica.
> Névoa voltou a encobrir céu de cidades chinesas, como a capital Pequim.
> Governo chinês emitiu alerta à população para os próximos dias.
>
> (G1.globo.com)

O carvão mineral é a principal fonte de poluição do ar na China. Diariamente, o país queima milhões de toneladas de carvão para produzir energia elétrica, aquecer as casas e preparar alimentos. Além do carvão, o aumento do número de carros movidos a gasolina tem papel significativo no agravamento da poluição atmosférica.
Entre as substâncias que poluem o ar da China estão o SO_2 e compostos relacionados. Considere as equações seguintes:

$$(1)\ 2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$$

$$(2)\ SO_3\ (g) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons H_2SO_4\ (g)$$

Escreva a equação química que expressa a constante de equilíbrio para a reação (1). Sabendo que uma usina de geração de energia elétrica movida a carvão liberou SO_2 suficiente para formar 1 kg de SO_3 e considerando a reação (2), calcule a massa de H_2SO_4, em g, que se forma quando há vapor-d'água suficiente para reagir completamente com a quantidade de SO_3 liberada pela usina.

5. (UFPA) A expressão da Lei do equilíbrio $K = \frac{1}{[O_2]^3}$ pertence à seguinte reação:

a) $3\ N_2\ (g) + 3\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 6\ NO\ (g)$

b) $2\ A\ell_2O_3\ (g) \rightleftharpoons 4\ A\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

c) $C_3H_6O_3\ (\ell) + 3\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 3\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell)$

d) $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$

e) $4\ A\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ A\ell_2O_3\ (s)$

6. (UFRN) Sabendo-se que $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, podemos afirmar que $K_p = K_c$, para:

a) $CO_2\,(g) + H_2\,(g) \rightleftharpoons CO\,(g) + H_2O\,(g)$

b) $H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightleftharpoons H_2O\,(\ell)$

c) $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3\,(g)$

d) $NO\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightleftharpoons NO_2\,(g)$

e) $4\,FeS\,(s) + 7\,O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,Fe_2O_3\,(s) + 4\,SO_2\,(g)$

7. (UCSal-BA) No sistema $2\,NO_2\,(g) \rightleftharpoons N_2O_4\,(g)$, a relação $\frac{K_c}{K_p}$ é:

a) RT
b) $(RT)^{-1}$
c) $(RT)^2$
d) $(RT)^{-2}$
e) $(RT)^3$

CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Acabamos de analisar o aspecto qualitativo que envolve uma situação de equilíbrio. Vamos, agora, abordar os aspectos quantitativos, considerando dois experimentos.

1º experimento

Nesse experimento foram colocados 10 mol de N_2O_4 (g) em um frasco de 1,0 L a 100 °C. Sabendo que, ao atingir o equilíbrio, no sistema existem 4 mol de NO_2 (g) a 100 °C, calcule o valor da K_c.

início		**equilíbrio**
10 mol de N_2O_4	após atingir o equilíbrio →	N_2O_4 e 4 mol de NO_2
1 L a 100 °C		1 L a 100 °C

Com base nesses dados, vamos construir uma tabela:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\,NO_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta *x* mol	forma *y* mol
Equilíbrio	*z* mol	4 mol

Como a quantidade de NO_2 no início era igual a zero e no equilíbrio há 4 mol, podemos concluir que ocorreu um consumo de 2 mol de N_2O_4, pois a proporção estequiométrica é de:

	$1\,N_2O_4$	$\rightleftharpoons$	$2\,NO_2$
proporção	1	:	2

Assim, temos:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\,NO_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta 2 mol	forma 4 mol
Equilíbrio	8 mol	4 mol

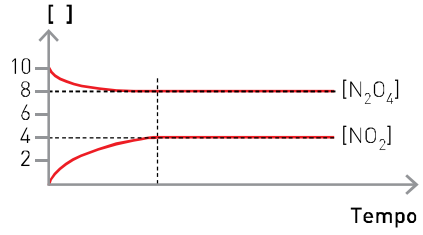
Logo, as concentrações em mol/L no equilíbrio são:

$$[N_2O_4] = \frac{8\text{ mol}}{1\text{ L}} = 8\text{ mol} \cdot L^{-1} \qquad [NO_2] = \frac{4\text{ mol}}{1\text{ L}} = 4\text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Se substituirmos esses valores na expressão da K_c, temos:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(4\text{ mol} \cdot L^{-1})^2}{(8\text{ mol} \cdot L^{-1})} \Rightarrow K_c = 2\text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Graficamente, temos:



2º experimento

Nesse experimento, vamos partir de 20,0 mol de N_2O_4 (g) em um frasco de 1,0 L a 100 °C.

Após atingido o equilíbrio a 100 °C, foi constatada a presença de 5,86 mol de NO_2.

Calcule o valor da K_c.

início		equilíbrio
20,00 mol de N_2O_4	após atingir o equilíbrio →	N_2O_4 e 5,86 mol de NO_2
1 L a 100 °C		1 L a 100 °C

Vamos construir uma tabela mostrando as variações de concentração durante a reação e determinar a concentração de N_2O_4 no equilíbrio:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$	
Início	20,00 mol	0
Proporção	gasta 2,93 mol	forma 5,86 mol
Equilíbrio	17,07 mol	5,86 mol

No equilíbrio, temos que:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(5{,}86\ mol \cdot L^{-1})^2}{(17{,}07\ mol \cdot L^{-1})} \Rightarrow K_c = 2\ mol \cdot L^{-1}$$

ou simplesmente $K_c = 2$

> *No Ensino Superior, a dedução da K_c envolve conceitos termodinâmicos mais profundos, que evidenciam que K_c é adimensional (não tem unidade). Por isso, você notará que a K_c aparecerá em vários exercícios como um número puro.*

Note que nos dois experimentos envolvendo o mesmo equilíbrio, na mesma temperatura, o valor da K_c é o mesmo.

O valor da constante para dado equilíbrio varia somente com a temperatura.

A expressão de K_c e a variação dos coeficientes

Um mesmo equilíbrio pode ser representado por equações balanceadas com diferentes coeficientes, como:

$$\text{(I)}\quad 2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$$

$$\text{(II)}\quad NO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightleftharpoons NO_2\ (g)$$

Como a expressão da constante de equilíbrio deve ser escrita de acordo com a equação balanceada, teríamos duas expressões para a constante de equilíbrio da mesma reação:

$$K_{c_I} = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} \qquad K_{c_{II}} = \frac{[NO_2]}{[NO] \cdot [O_2]^{\frac{1}{2}}}$$

Comparando as expressões, podemos perceber que a expressão II corresponde à raiz quadrada da expressão I.

$$K_{c_{II}} = \sqrt{K_{c_I}} \quad \text{ou} \quad K_{c_I} = (K_{c_{II}})^2$$

$$\frac{[NO_2]}{[NO] \cdot [O_2]^{\frac{1}{2}}} = \sqrt{\frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}}$$

Assim, se conhecermos, por exemplo, o valor da K_{c_I}, conseguiremos determinar o valor da $K_{c_{II}}$ na mesma temperatura.

Considere que o valor da K_{c_I} seja igual a $1{,}48 \cdot 10^4$ a 184 °C; logo, o valor da $K_{c_{II}}$ na mesma temperatura será:

$$K_{c_{II}} = \sqrt{K_{c_I}}$$
$$K_{c_{II}} = \sqrt{1{,}48 \cdot 10^4}$$
$$K_{c_{II}} = 1{,}22 \cdot 10^2$$

Generalizando, temos:

$$\left.\begin{array}{ll} 1\ A\ (g) \rightleftharpoons 1\ B\ (g) & K_{c_I} = \dfrac{[B]}{[A]} \\ 2\ A\ (g) \rightleftharpoons 2\ B\ (g) & K_{c_{II}} = \dfrac{[B]^2}{[A]^2} \end{array}\right\} K_{c_{II}} = (K_{c_I})^2$$

INTERPRETAÇÃO DO VALOR DE K_c

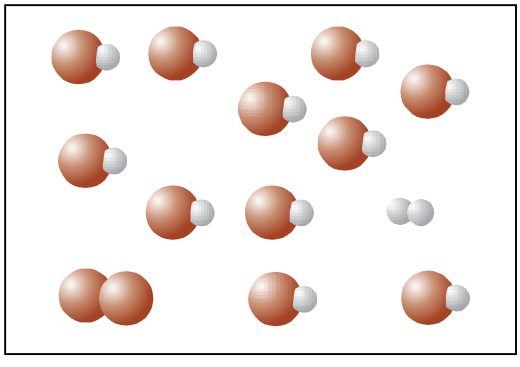
Em alguns casos, o valor da constante de equilíbrio nos permite saber se no equilíbrio as concentrações dos "produtos" são maiores do que as dos "reagentes" e vice-versa.

Para entender essa relação, vamos estudar dois equilíbrios a 25 °C.

I. $H_2\ (g) + Br_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HBr\ (g)$

$$K_c = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} = 1{,}9 \cdot 10^{19}$$

O valor $1{,}9 \cdot 10^{19}$ é muito grande, o que nos permite concluir que a concentração em mol/L de HBr (numerador) é maior do que as concentrações em mol/L de H_2 e Br_2 (denominador).



Ilustrações: BIS

Ilustração fora de escala e em cores-fantasia.

II. $N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g)$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]} = 4{,}1 \cdot 10^{-31}$$

O valor de K_c muito pequeno indica que a concentração dos "reagentes" (denominadores) é maior que a dos "produtos" (numeradores), evidenciando que a reação inversa prevalece sobre a direta.

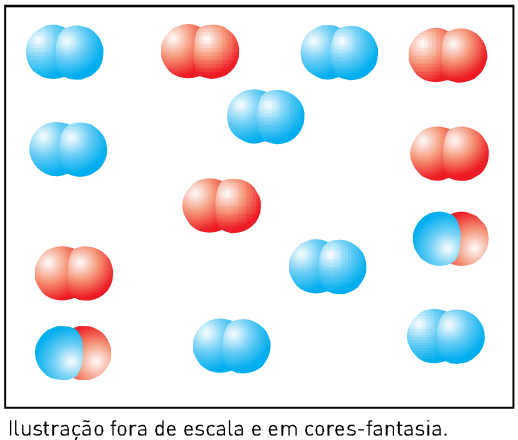


Ilustração fora de escala e em cores-fantasia.

QUOCIENTE DA REAÇÃO (Q_c)

O **quociente da reação** (Q_c) é a relação entre as concentrações em mol/L dos participantes e é expresso da mesma maneira que a constante de equilíbrio (K_c):

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g) \qquad Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

O Q_c pode ser determinado em qualquer instante.

Relacionando a constante de equilíbrio (K_c) com o quociente da reação (Q_c), podemos determinar se os resultados dos experimentos correspondem ou não a uma situação de equilíbrio.

Quando estabelecemos a relação entre o quociente da reação e a constante de equilíbrio, podem ocorrer três situações:

- se $\frac{Q_c}{K_c} = 1$, o sistema está em equilíbrio;
- se $\frac{Q_c}{K_c} > 1$, o sistema não está em equilíbrio;
- se $\frac{Q_c}{K_c} < 1$, o sistema não está em equilíbrio.

Vamos considerar o seguinte equilíbrio a 0 °C:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

O valor da sua constante é 0,2:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0{,}2$$

Considerando três experimentos realizados à temperatura de 100 °C, temos:

	$[NO_2]$	$[N_2O_4]$
Experimento I	2 mol/L	2 mol/L
Experimento II	0,2 mol/L	0,2 mol/L
Experimento III	0,1 mol/L	0,1 mol/L

No experimento I, temos:

$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{(2)^2}{2} \Rightarrow \left.\begin{matrix} Q_c = 2 \\ K_c = 0{,}2 \end{matrix}\right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{2}{0{,}2} = 10$$

Logo, o sistema não está em equilíbrio. Para que o equilíbrio de

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

seja atingido, devemos ter uma diminuição na concentração em mol/L de NO_2 e um aumento na concentração em mol/L de N_2O_4, ou seja, a reação deve ocorrer em maior extensão para o lado esquerdo.

$Q_c = 2 \xrightarrow{\text{tende a}} K_c = 0{,}2$

$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \begin{matrix}\downarrow \\ \uparrow\end{matrix}$, em que a concentração de NO_2 tende a diminuir (↓), ocorrendo maior consumo de NO_2, e a de N_2O_4 deve aumentar (↑), ocorrendo maior formação de N_2O_4.

No experimento II, temos:

$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{(0,2)^2}{0,2} \Rightarrow \left.\begin{array}{l} Q_c = 0,2 \\ K_c = 0,2 \end{array}\right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,2}{0,2} = 1$$

Logo, o sistema está em equilíbrio, e essas concentrações não irão se alterar com o decorrer do tempo.

No experimento III, temos:

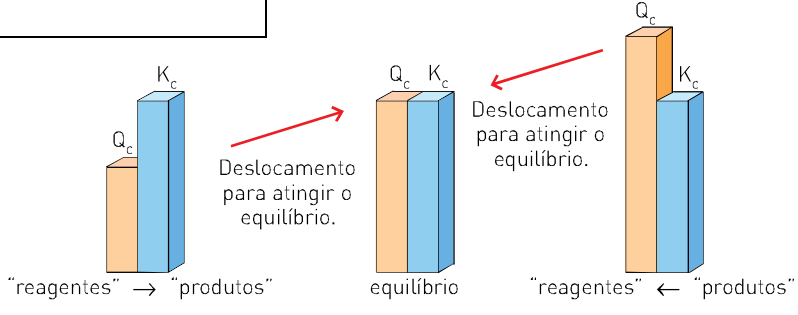
$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{(0,1)^2}{0,1} \Rightarrow \left.\begin{array}{l} Q_c = 0,1 \\ K_c = 0,2 \end{array}\right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,1}{0,2} = 0,5$$

$Q_c = 0,1 \xrightarrow{\text{tende a}} K = 0,2$

$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \uparrow\downarrow$, em que a concentração de NO_2 deve aumentar (↑), ocorrendo maior formação de NO_2, e a de N_2O_4 tende a diminuir (↓), ocorrendo maior consumo de N_2O_4.

Logo, o sistema não está em equilíbrio. Para que o equilíbrio seja atingido, devemos ter um aumento na concentração em mol/L de NO_2 e uma diminuição em mol/L de N_2O_4, ou seja, a reação deve ocorrer em maior extensão para o lado direito. Resumindo, temos:

Razão	Sentido de deslocamento para atingir o equilíbrio
$\frac{Q_c}{K_c} = 1$	está em equilíbrio = não há deslocamento
$\frac{Q_c}{K_c} > 1$	←
$\frac{Q_c}{K_c} < 1$	→



Exercícios resolvidos

1. (Vunesp) Na precipitação de chuva ácida, um dos ácidos responsáveis pela acidez é o sulfúrico. Um equilíbrio envolvido na formação desse ácido na água da chuva está representado pela equação:

$$2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3\,(g)$$

a) Calcule o valor da constante de equilíbrio nas condições em que, reagindo-se 6 mol · L^{-1} de SO_2 com 5 mol · L^{-1} de O_2, obtêm-se 4 mol · L^{-1} de SO_3 quando o sistema atinge o equilíbrio.

b) Construa um gráfico para este equilíbrio representando as concentrações em mol/L na ordenada e o tempo na abscissa e indique o ponto onde foi estabelecido o equilíbrio.

Solução

a) Pelos dados, temos que:

- concentrações iniciais:
  $[SO_2] = 6$ mol · L^{-1} e $[O_2] = 5$ mol · L^{-1}
- concentração no equilíbrio:
  $[SO_3] = 4$ mol · L^{-1}

Para que possamos determinar o valor da constante de equilíbrio (K_c), devemos conhecer as concentrações em mol/L de todos os participantes no equilíbrio. Para isso, construímos a tabela:

	$2\,SO_2\,(g)$ +	$O_2\,(g)$ ⇌	$2\,SO_3\,(g)$
Início	6 mol	5 mol	0
Proporção	gasta *x* mol	gasta *y* mol	forma 4 mol
Equilíbrio	?	?	4 mol

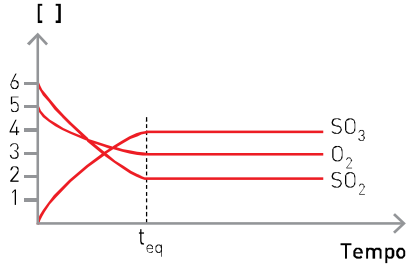
Como no início a quantidade de SO_3 era igual a zero e, no equilíbrio, a sua quantidade é de 4 mol, isso significa que foram formados 4 mol de SO_3. Para que isso aconteça, devem ser consumidos 4 mol de SO_2 e 2 mol de O_2, devido à proporção 2 : 1 : 2, dada pelos coeficientes da equação.
Assim, a tabela completa será:

	$2\,SO_2\,(g)$ +	$O_2\,(g)$ ⇌	$2\,SO_3\,(g)$
Início	6 mol	5 mol	0
Proporção	gasta 4 mol	gasta 2 mol	forma 4 mol
Equilíbrio	2 mol	3 mol	4 mol

O número de mol determinado corresponde às concentrações em mol/L dos componentes da reação, conforme dado no enunciado. Logo:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} \Rightarrow K_c = \frac{(4)^2}{(2)^2 \cdot (3)} \Rightarrow K_c = \frac{4}{3} = 1{,}33$$

b)



2. (Fuvest-SP) A produção industrial de metanol envolve o equilíbrio representado por:

$$CO\,(g) + 2\,H_2\,(g) \rightleftharpoons CH_3OH\,(g)$$

Numa experiência de laboratório, colocaram-se 2 mol de CO e 2 mol de CH_3OH num recipiente vazio de 1 L. Em condições semelhantes às do processo industrial foi alcançado o equilíbrio.
Quando a concentração de equilíbrio de H_2 for *x* mol/L, quais serão as concentrações de equilíbrio do CO e do CH_3OH?

Solução

São conhecidos:

- nº de mol no início { $CO = 2$ mol; $CH_3OH = 2$ mol; $H_2 =$ zero.
- nº de mol no equilíbrio ⇒ $H_2 = x$ mol; $[H_2] = x$ mol/L.

Para determinar as concentrações em mol/L no equilíbrio, devemos construir uma tabela:

	$CO\,(g)$ +	$2\,H_2\,(g)$ ⇌	$CH_3OH\,(g)$
Início	2 mol	0	2 mol
Proporção			
Equilíbrio		*x* mol	

Note que no início não ocorrerá a reação direta, pois não existe H_2 (zero mol). Logo, devemos considerar que o CH_3OH (g) é que deve ser consumido para formar o CO (g) e o H_2 (g).
Assim, a tabela será:

	$CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_3OH\ (g)$		
Início	2 mol	0	2 mol
Proporção	forma $\frac{x}{2}$ mol	forma x mol	gasta $\frac{x}{2}$ mol
Equilíbrio	$\left(2 + \frac{x}{2}\right)$ mol	x mol	$\left(2 - \frac{x}{2}\right)$ mol

E as concentrações em mol/L serão:

$$[CO] = \frac{2 + \frac{x}{2}\ \text{mol}}{1\ L} = 2 + \frac{x}{2}\ \text{mol} \cdot L^{-1} \qquad [C_3OH] = \frac{2 - \frac{x}{2}\ \text{mol}}{1\ L} = 2 - \frac{x}{2}\ \text{mol} \cdot L^{-1}$$

3. (Faap-SP) Um recipiente fechado contém o sistema gasoso representado pela equação:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$$

sob pressão de 6,0 atm e constituído por 0,4 mol de SO_2, 1,6 mol de O_2 e 2,0 mol de SO_3. Determine o valor da constante de equilíbrio do sistema em termos de pressões parciais.

Solução

Uma das maneiras para se resolver esse exercício é determinando as frações molares (x):

$$x_{SO_3} = \frac{n_{SO_3}}{\sum n} = \frac{2}{4} = 0{,}5 \qquad x_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}}{\sum n} = \frac{0{,}4}{4} = 0{,}1 \qquad x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{\sum n} = \frac{1{,}6}{4} = 0{,}4$$

Sabendo que $P_A = x_A \cdot P$ e que:

- P_A = pressão parcial de A;
- x_A = fração molar de A;
- P = pressão total;

temos:

$$K_p = \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2 \cdot (P_{O_2})} \Rightarrow K_p = \frac{(x_{SO_3} \cdot P)^2}{(x_{SO_2} \cdot P)^2 \cdot (x_{O_2} \cdot P)}$$

$$K_p = \frac{(0{,}5 \cdot 6)^2}{(0{,}1 \cdot 6)^2 \cdot (0{,}4 \cdot 6)} \Rightarrow K_p = \frac{5 \cdot 5}{0{,}4 \cdot 6} \Rightarrow K_p = \frac{25}{2{,}4} \Rightarrow K_p = 10{,}4$$

4. Para o equilíbrio

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g)$$

foram realizados, nas mesmas condições, dois experimentos:

Frasco I
10 mol de N_2
10 mol de O_2
1,0 L

Frasco II
20 mol de NO
1,0 L

Estabelecido o equilíbrio no frasco I, constata-se a existência de 8 mol de N_2.

Determine as concentrações (mol · L^{-1}) de N_2, O_2 e NO no frasco II, ao ser estabelecido o equilíbrio.

Solução

Vamos calcular os números de mol de cada participante do equilíbrio no frasco I:

	$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ NO$		
Início	10 mol	10 mol	0
Proporção	gasta 2 mol	gasta 2 mol	forma 4 mol
Equilíbrio	8 mol	8 mol	4 mol

Se a reação do frasco I fosse irreversível, a quantidade de NO obtida no final seria 20 mol, o que equivale ao início do experimento do frasco II. Portanto, os experimentos I e II atingiram a mesma posição de equilíbrio com iguais quantidades de N_2, O_2 e NO.

Assim, no equilíbrio, as concentrações no frasco I serão:

$$[N_2] = [O_2] = 8\ mol \cdot L^{-1} \text{ e } [NO] = 4\ mol \cdot L^{-1}$$

Isso pode ser demonstrado matematicamente, determinando-se o valor da K_c:

$$\text{frasco I: } K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{(4\ mol/L)^2}{(8\ mol/L)(8\ mol/L)} = \frac{1}{4}$$

frasco II: por se tratar do mesmo equilíbrio, o valor da K_c é o mesmo do frasco I.

	$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ NO$		
Início	0 mol	0 mol	20 mol
Proporção	forma x	forma x	gasta $2x$
Equilíbrio	x mol	x mol	$(20 - 2x)$

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} \Rightarrow \frac{1}{4} = \frac{(20 - 2x)^2}{(x)(x)}$$

$$\sqrt{\frac{1}{4}} = \sqrt{\frac{(20 - 2x)^2}{x^2}} \Rightarrow \frac{1}{2} = \frac{20 - 2x}{x} \Rightarrow x = 8\ mol$$

Assim, nesse equilíbrio, temos:

$$[N_2] = [O_2] = x = 8\ mol/L \text{ e}$$
$$[NO] = 20 - 2x = 20 - 16 = 4\ mol/L$$

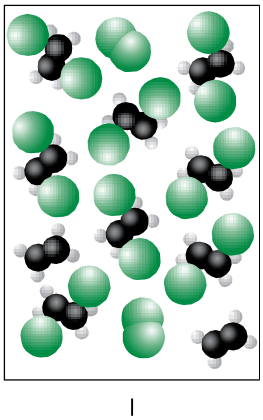
Exercícios fundamentais

Para responder às questões de **1** a **6**, considere que cada representação de molécula corresponda a 1 mol da substância.

Examine as ilustrações abaixo, referentes a três equilíbrios gasosos, à mesma temperatura, cada um deles em um frasco de 1,0 litro.

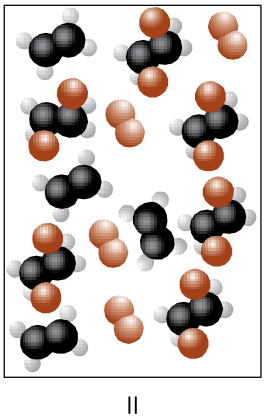
As ilustrações estão fora de escala e em cores-fantasia.

$C_2H_4 + C\ell_2 \rightleftharpoons C_2H_4C\ell_2$



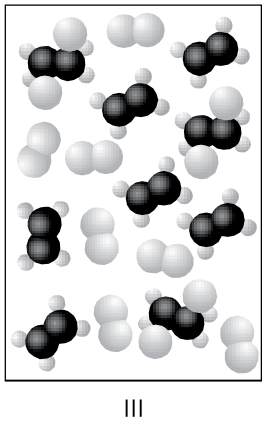
I

$C_2H_4 + Br_2 \rightleftharpoons C_2H_4Br_2$



II

$C_2H_4 + I_2 \rightleftharpoons C_2H_4I_2$



III

Ilustrações: BIS

1. Escreva a expressão da constante do equilíbrio I.
2. Determine o valor da K_c do equilíbrio I.
3. Determine o valor da K_c do equilíbrio II.
4. Determine o valor da K_c do equilíbrio III.
5. Indique a ordem crescente da K_c para os três equilíbrios.

6. Qual das três reações — cloração, bromação ou iodação — tem maior extensão?

Para o equilíbrio $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HI\,(g)$, foram obtidos os seguintes resultados, a 445 °C em um volume de 1,0 L.

	$H_2\,(g)$ +	$I_2\,(g)$ $\rightleftharpoons$	$2\,HI\,(g)$
Início	0,50 mol	0,50 mol	0
Proporção	gasta *x*	gasta *x*	forma 2x
Equilíbrio	0,11 mol	y	z

Responda às questões **7** e **8**.

7. Determine os valores de *x*, *y* e *z*.

8. Calcule o valor de K_c.

Em um frasco de 2,0 litros foi colocado 1,50 mol de N_2O_4, e se estabelece o seguinte equilíbrio:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

Sabendo que no equilíbrio existe 0,12 mol de NO_2 e utilizando a tabela, responda às questões **9** e **10**.

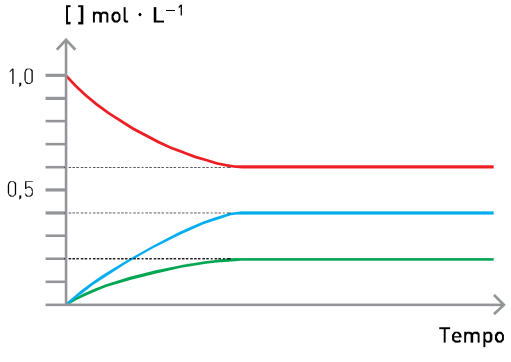
	$N_2O_4\,(g)$ $\rightleftharpoons$	$2\,NO_2\,(g)$
Início	1,50 mol	x
Proporção	y	2y
Equilíbrio	z	0,12

9. Determine os valores de *x*, *y* e *z*.

10. Determine o valor de K_c.

O gráfico a seguir deve ser utilizado para responder às questões **11** e **12**, referentes ao equilíbrio:

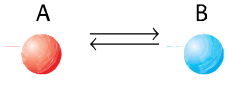
$$2\,CO_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,CO\,(g) + O_2\,(g)$$



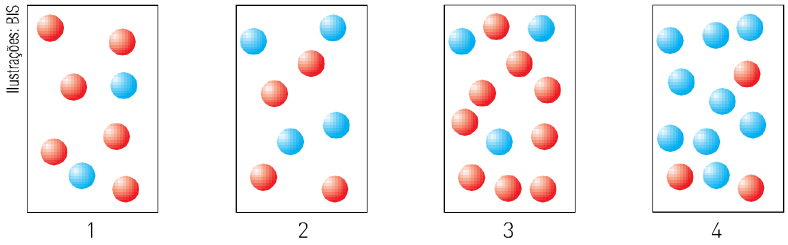
11. Calcule o grau de decomposição (α) do CO_2.

12. Calcule o valor de K_c.

13. A ilustração abaixo mostra um sistema em equilíbrio.



Qual das ilustrações a seguir também mostra um equilíbrio entre *A* e *B* na mesma temperatura?

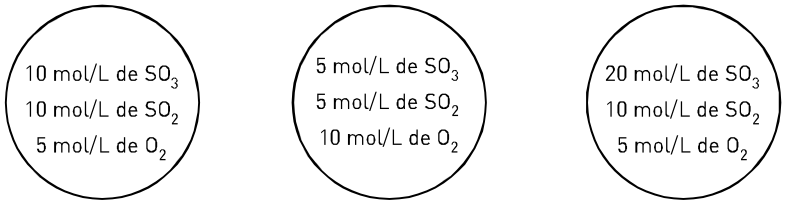


As informações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões de **14** a **16**:

Em determinada condição de pressão e temperatura, estabeleceu-se o equilíbrio:

$$2\ SO_3\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \qquad K_c = 5$$

A seguir, temos três situações que envolvem o mesmo equilíbrio nas mesmas condições:



14. Determine o valor de Q_c nas três situações.

15. Qual das situações está em equilíbrio?

16. O que deve acontecer às concentrações em mol/L das espécies SO_3, SO_2 e O_2 com o passar do tempo, nas três situações?

Testando seu conhecimento

1. (PUC-RJ) Reações químicas dependem de energia e colisões eficazes que ocorrem entre as moléculas dos reagentes. Em sistema fechado, é de se esperar que o mesmo ocorra entre as moléculas dos produtos em menor ou maior grau até que se atinja o chamado "equilíbrio químico".
O valor da constante de equilíbrio em função das concentrações das espécies no equilíbrio, em quantidade de matéria, é um dado importante para se avaliar a extensão (rendimento) da reação quando as concentrações não se alteram mais.
Considere a tabela com as quantidades de reagentes e produtos no início e no equilíbrio, na temperatura de 100 °C, para a seguinte reação:

$$N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$$

Reagentes/produtos	No início	No equilíbrio
$[N_2O_4]$	$0{,}050\ mol \cdot L^{-1}$	$0{,}030\ mol \cdot L^{-1}$
$[NO_2]$	$0{,}050\ mol \cdot L^{-1}$	$0{,}090\ mol \cdot L^{-1}$

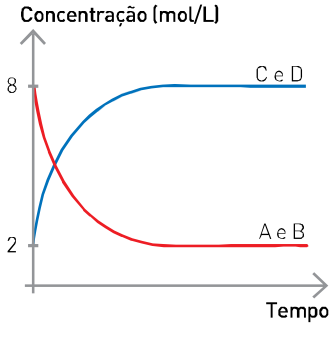
A constante de equilíbrio tem o seguinte valor:

a) 0,13 **b)** 0,27 **c)** 0,50 **d)** 1,8 **e)** 3,0

2. (UFV-MG) Considere uma reação hipotética:

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

O gráfico da variação da concentração dos reagentes e produtos, em função do tempo, a uma dada temperatura, é mostrado ao lado.



A constante de equilíbrio para a reação é:

a) 4

b) $\frac{1}{16}$

c) $\frac{1}{4}$

d) 6

e) 16

3. (UFC-CE) Considerando um reservatório mantido à temperatura constante, tem-se estabelecido o equilíbrio químico $PC\ell_5\ (g) \rightleftharpoons PC\ell_3\ (g) + C\ell_2\ (g)$, sendo que as pressões parciais no equilíbrio são $p(PC\ell_5) = 0{,}15$ atm, $p(PC\ell_3) = 0{,}30$ atm e $p(C\ell_2) = 0{,}10$ atm. Indique a alternativa correta para o valor de K_p (em atm) da reação.

a) 0,05 **b)** 0,10 **c)** 0,15 **d)** 0,20 **e)** 0,25

4. (UnB-DF) O pentacloreto de fósforo é um reagente muito importante em Química Orgânica. Ele é preparado em fase gasosa através da reação:

$$PC\ell_3\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightleftharpoons PC\ell_5\ (g)$$

Um frasco de 3,00 L contém as seguintes quantidades de equilíbrio, a 200 °C: 0,120 mol de $PC\ell_5$; 0,600 mol de $PC\ell_3$; e 0,0120 mol de $C\ell_2$. Calcule o valor da constante de equilíbrio, em $(mol/L)^{-1}$, a essa temperatura.

5. (Ufla-MG) O gás fosgênio ($COC\ell_2$) foi utilizado como arma química na 1ª Guerra Mundial; em seguida, na Etiópia, durante o seu conflito com a Itália. Esse gás foi abandonado como arma em razão de sua baixa toxicidade e por apresentar odor característico. O fosgênio pode ser obtido pela reação:

$$CO\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightleftharpoons COC\ell_2\ (g)$$

a) Represente a expressão da constante de equilíbrio da reação.

b) Represente o gráfico da concentração de CO (g) e $COC\ell_2$ (g) em função do tempo, considerando que a concentração do reagente é maior que a concentração do produto no equilíbrio.

c) A expressão da constante de equilíbrio para uma reação hipotética é $K\ (eq) = ([B] \cdot [C])/[A]^2$. Calcule a constante de equilíbrio. (As concentrações no equilíbrio são: [A] = 0,1; [B] = 0,2 e [C] = 0,8.)

6. (Udesc) Observe a reação de formação do ácido iodídrico:

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g)$$

(Dados: Concentração de HI = $2{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1}; concentração de I_2 = $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1}; na temperatura de 500 K, a constante de equilíbrio da reação é 160.)
Indique a alternativa que determina a concentração de H_2.

a) $9{,}4 \cdot 10^{-5}$ mol · L^{-1} **c)** $2{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol · L^{-1} **e)** $9{,}4 \cdot 10^{-4}$ mol · L^{-1}

b) $2{,}5 \cdot 10^{-5}$ mol · L^{-1} **d)** $5{,}2 \cdot 10^{-5}$ mol · L^{-1}

7. (UFRGS-RS) Num vaso de reação a 45 °C e 10 atm, foram colocados 1,0 mol de N_2 e 3,0 mol de H_2. O equilíbrio que se estabeleceu pode ser representado pela equação:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

Qual é a composição da mistura no estado de equilíbrio se nessa condição é obtido 0,08 mol de NH_3?

	N_2	H_2	NH_3
a)	1,0 mol	3,0 mol	0,08 mol
b)	0,96 mol	2,92 mol	0,16 mol
c)	0,84 mol	2,84 mol	0,16 mol
d)	0,84 mol	2,92 mol	0,08 mol
e)	0,96 mol	2,88 mol	0,08 mol

8. (UFPE) Para a reação:

$$3\ H_2\ (g) + N_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

as pressões parciais de H_2 e N_2 no equilíbrio são, respectivamente, 0,400 e 0,800 atm. A pressão total do sistema é 2,80 atm. Qual é o valor de K_p quando as concentrações são dadas em atmosferas?

a) 1,00 **b)** 3,13 **c)** 5,00 **d)** 50,0 **e)** 153,0

9. (PUC-RJ) Para a síntese do metanol, foram utilizadas as seguintes concentrações das espécies em quantidade de matéria: [CO] = 1,75 mol · L^{-1}, $[H_2]$ = 0,80 mol · L^{-1} e $[CH_3OH]$ = 0,65 mol · L^{-1}.

Ao se atingir o equilíbrio químico, numa dada temperatura, constatou-se que a concentração da espécie CO, em quantidade de matéria, estabilizou em 1,60 mol · L^{-1}.

$$CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_3OH\ (g)$$

Pede-se:

a) a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações das espécies em quantidade de matéria;

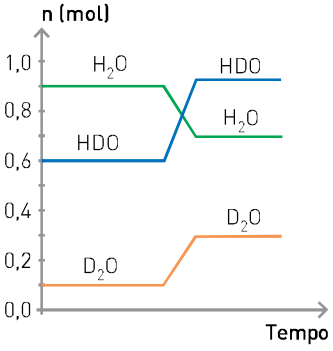
b) o valor numérico da constante de equilíbrio mostrando o encaminhamento por meio dos cálculos necessários.

10. (Fuvest-SP) Certas quantidades de água comum (H_2O) e de água deuterada (D_2O) — água que contém átomos de deutério em lugar de átomos de hidrogênio — foram misturadas. Ocorreu a troca de átomos de hidrogênio e de deutério, formando-se moléculas de HDO e estabelecendo-se o equilíbrio (estado I).

As quantidades, em mol, de cada composto no estado I estão indicadas pelos patamares, à *esquerda*, no diagrama.

Depois de certo tempo, mantendo-se a temperatura constante, acrescentou-se mais água deuterada, de modo que a quantidade de D_2O, no novo estado de equilíbrio (estado II), fosse o triplo daquela antes da adição. As quantidades, em mol, de cada composto envolvido no estado II estão indicadas pelos patamares, à *direita*, no diagrama. A constante de equilíbrio, nos estados I e II, tem, respectivamente, os valores:

$H_2O + D_2O \rightleftharpoons 2\ HDO$



a) 0,080 e 0,25.
b) 4,0 e 4,0.
c) 6,6 e 4,0.
d) 4,0 e 12.
e) 6,6 e 6,6.

11. (UFRJ) O metanol pode ser obtido industrialmente pela reação entre o monóxido de carbono e o hidrogênio, conforme a equação adiante:

$$CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_3OH\ (g)$$

A uma certa temperatura, em um recipiente de 2 L, são introduzidos 4,0 mol de monóxido de carbono e 4,0 mol de hidrogênio. Após um certo tempo, o processo atinge um equilíbrio quando é formado 1 mol de metanol.
Calcule a constante de equilíbrio (K_c) nas condições para a reação anterior.

12. (PUC-RS) Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$$

Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mol de dióxido de enxofre e 5 mol de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mol de trióxido de enxofre medido foi 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é:

a) 0,53
b) 0,66
c) 0,75
d) 1,33
e) 2,33

13. (UFPE) Considere o sistema abaixo em equilíbrio:

$$2\ HI\ (g) \rightleftharpoons H_2\ (g) + I_2\ (g) \qquad K_c = 0{,}02$$

Qual a constante de equilíbrio da reação inversa nas mesmas condições?

14. (Uece) A 1 200 °C, K_c é igual a 8 para a reação:

$$NO_2\ (g) \rightleftharpoons NO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$$

Calcule K_c para:

$$2\ NO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$$

a) 16
b) 4
c) 32
d) 64

15. (Uerj) O programa brasileiro de produção de etanol já despertou o interesse de várias nações. O etanol, além de ser uma ótima alternativa de combustível, também é utilizado em várias aplicações industriais, como, por exemplo, a produção do etanoato de etila, um flavorizante de larga aplicação.
Em um experimento que verificava o estado de equilíbrio nos processos reversíveis, o etanoato de etila foi sintetizado por meio da seguinte reação química:

$$\text{etanoico} + \text{etanol} \rightleftharpoons \text{etanoato de etila} + \text{água}$$

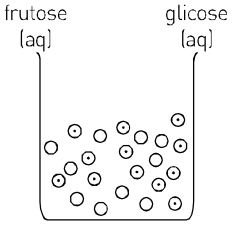
Admita que, nesse experimento, T = 25 °C, P = 1 atm e $K_c = 4{,}00$.
Quatro amostras, retiradas aleatoriamente da mistura reacional, foram submetidas à análise para determinar a quantidade de matéria de cada uma das substâncias presentes. Os resultados em mol/L estão indicados na tabela a seguir:

Amostra	Etanoico	Etanol	Etanoato de etila	Água
w	0,04	0,01	0,08	0,02
x	0,01	0,05	0,06	0,01
y	0,04	0,01	0,04	0,04
z	0,01	0,02	0,04	0,02

A amostra que ainda não atingiu o estado de equilíbrio é:
a) w
b) x
c) y
d) z

Aprofundando seu conhecimento

1. (UEL-PR) A figura ao lado representa a quantidade de moléculas de frutose e glicose, em solução aquosa, a 25 °C e em equilíbrio químico, de acordo com a equação:



$$\text{Frutose (aq)} \rightleftharpoons \text{Glicose (aq)}$$

(Dados: Volume da solução igual a 3,0 L; ○ representação de 1 molécula de frutose; ⊙ representação de 1 molécula de glicose.)

A constante de equilíbrio a 25 °C para a reação é igual a:

a) 0,40 **c)** 0,28 **e)** 1,00

b) 0,83 **d)** 1,20

2. (UFRGS-RS) A constante de equilíbrio da reação

$$CO\,(g) + 2\,H_2\,(g) \rightleftharpoons CH_3OH\,(g)$$

tem o valor de 14,5 a 500 K. As concentrações de metanol e de monóxido de carbono foram medidas nesta temperatura em condições de equilíbrio, encontrando-se, respectivamente, 0,145 mol · L^{-1} e 1 mol · L^{-1}.
Com base nesses dados, é correto afirmar que a concentração de hidrogênio, em mol · L^{-1}, deverá ser:

a) 0,01 **c)** 1 **e)** 14,5

b) 0,1 **d)** 1,45

3. (Uespi) Um exemplo de impacto humano sobre o meio ambiente é o efeito da chuva ácida sobre a biodiversidade dos seres vivos. Os principais poluentes são ácidos fortes que provêm das atividades humanas. O nitrogênio e o oxigênio da atmosfera podem reagir para formar o NO, mas a reação, mostrada abaixo, endotérmica, é espontanêa somente a altas temperaturas, como nos motores de combustão interna dos automóveis e centrais elétricas:

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO\,(g)$$

Sabendo que as concentrações de N_2 e O_2 no equilíbrio acima, a 800 °C, são iguais a 0,10 mol · L^{-1} para ambos, calcule a concentração molar de NO no equilíbrio se $K = 4{,}0 \cdot 10^{-20}$ a 800 °C.

a) $6{,}0 \cdot 10^{-7}$ **c)** $4{,}0 \cdot 10^{-9}$ **e)** $2{,}0 \cdot 10^{-11}$

b) $5{,}0 \cdot 10^{-8}$ **d)** $3{,}0 \cdot 10^{-10}$

4. (UEG-GO) Considere um recipiente fechado contendo 1,2 mol de uma espécie química AB (g), a certa temperatura. Depois de certo tempo, verificou-se que AB (g) foi decomposto em A_2 (g) e B_2 (g) até atingir o equilíbrio químico, em que se constatou a presença de 0,45 mol de B_2 (g). O grau de dissociação, em porcentagem, de AB (g) nas condições apresentadas é igual a:

a) 25 **c)** 75

b) 50 **d)** 90

5. (Mack-SP) Sob condições adequadas de temperatura e pressão, ocorre formação do gás amônia. Assim, em um recipiente de capacidade igual a 10 L, foram colocados 5 mol de gás hidrogênio junto com 2 mol de gás nitrogênio. Ao ser atingido o equilíbrio químico, verificou-se que a concentração do gás amônia produzido era de 0,3 mol/L. Dessa forma, o valor da constante de equilíbrio (K_c) é igual a:

a) $1{,}80 \cdot 10^{-4}$ **c)** $6{,}00 \cdot 10^{-1}$ **e)** $1{,}44 \cdot 10^{4}$

b) $3{,}00 \cdot 10^{-2}$ **d)** $3{,}60 \cdot 10^{1}$

6. (Fuvest-SP) A isomerização catalítica de parafinas de cadeia não ramificada, produzindo seus isômeros ramificados, é um processo importante na indústria petroquímica. A uma determinada temperatura e pressão, na presença de um catalisador, o equilíbrio

$$\underset{\text{n-butano}}{CH_3CH_2CH_2CH_3\,(g)} \rightleftharpoons \underset{\text{isobutano}}{(CH_3)_2CHCH_3\,(g)}$$

é atingido após certo tempo, sendo a constante de equilíbrio igual a 2,5. Nesse processo, partindo exclusivamente de 70,0 g de n-butano, ao se atingir a situação de equilíbrio, *x* gramas de n-butano terão sido convertidos em isobutano. O valor de *x* é:

a) 10,0 **c)** 25,0 **e)** 50,0

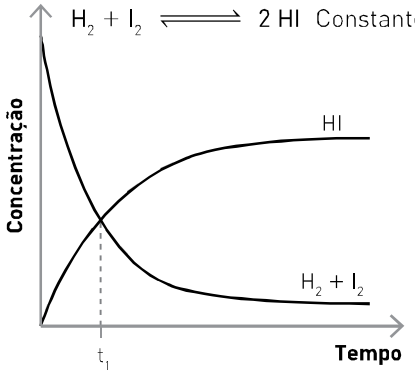
b) 20,0 **d)** 40,0

7. (UnB-DF) Em um frasco de 1,0 L, foram colocados, a determinada temperatura, 0,880 g de N_2O e 1,760 g e O_2 gasosos, para reagir. Após se estabelecer o equilíbrio químico, foi formado 1,012 g de gás NO_2. Considerando essas condições, calcule a concentração molar de equilíbrio de O_2 e multiplique o resultado por 10^4. Despreze, caso exista, a parte fracionária do resultado obtido, após ter efetuado todos os cálculos solicitados.

8. (Fuvest-SP) Em uma determinada temperatura, as substâncias HI, H_2 e I_2 estão no estado gasoso. A essa temperatura, o equilíbrio entre as três substâncias foi estudado, em recipientes fechados, partindo-se de uma mistura equimolar de H_2 e I_2 (experimento A) ou somente de HI (experimento B).

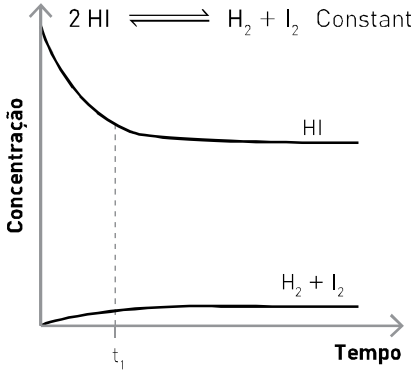
Experimento A

$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\ HI$ Constante de equilíbrio = K_1



Experimento B

$2\ HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ Constante de equilíbrio = K_2



Pela análise dos dois gráficos, pode-se concluir que:

a) no experimento A, ocorre diminuição da pressão total no interior do recipiente, até que o equilíbrio seja atingido.

b) no experimento B, as concentrações das substâncias (HI, H_2 e I_2) são iguais no instante t_1.

c) no experimento A, a velocidade de formação de HI aumenta com o tempo.

d) no experimento B, a quantidade de matéria (em mol) de HI aumenta até que o equilíbrio seja atingido.

e) no experimento A, o valor da constante de equilíbrio (K_1) é maior do que 1.

9. (UFF-RJ) Recomenda-se aos fumantes que abandonem o vício, já que dentre os vários produtos formados pela queima do fumo está o monóxido de carbono. Esse composto não reage com a água, pois se trata de um óxido neutro; porém, reage com a hemoglobina que existe no sangue, impedindo-a de transportar o oxigênio para as várias partes do organismo. De acordo com a OMS, em ambientes fechados, o monóxido de carbono à concentração de 10% é fatal em dois minutos. O equilíbrio se estabelece com base na reação:

$$HmO_2\ (aq) + CO\ (g) \rightleftharpoons HmCO\ (aq) + O_2\ (g)$$

sendo o valor de K = 210.

Estima-se que os pulmões de um fumante estejam expostos a uma concentração de CO igual a $2{,}2 \cdot 10^{-6}$ mol/L e de O_2 igual a $8{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Nesse caso, a razão entre a concentração de hemoglobina ligada ao monóxido de carbono [HmCO] e a concentração de hemoglobina ligada ao oxigênio [HmO_2] está contida na opção:

a) $5{,}25 \cdot 10^{-2}$ **c)** $4{,}00 \cdot 10^{-3}$ **e)** $5{,}75 \cdot 10^{-2}$

b) $4{,}00 \cdot 10^{3}$ **d)** $2{,}50 \cdot 10^{-2}$

10. (UFPR) Considere os sistemas químicos descritos a seguir:

I. Uma mistura de hidrogênio, iodo e iodeto de hidrogênio é introduzida num recipiente aquecido a 783 K. Cada um dos componentes da mistura encontra-se no estado gasoso e na concentração de $2{,}00 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$. Nesse sistema ocorre a reação:

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g)$$

cuja constante de equilíbrio é igual a 46.

II. Uma mistura de N_2 (g), O_2 (g) e NO (g) é introduzida num recipiente aquecido a 800 K. A concentração de cada um dos seus componentes é igual a $2{,}00 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$. Nesse sistema ocorre a reação:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g)$$

cuja constante de equilíbrio é igual a $3{,}40 \cdot 10^{-21}$.

Sobre os sistemas I e II, é correto afirmar:

a) As constantes de equilíbrio indicam que a velocidade da reação no sistema I é maior que a velocidade da reação no sistema II.

b) Quando o sistema I atinge o estado de equilíbrio, predomina a espécie HI.

c) Quando o sistema II atinge o estado de equilíbrio, predomina a espécie NO.

d) No sistema I, ocorre o consumo de gás hidrogênio até que o estado de equilíbrio seja atingido.

e) No sistema II, a concentração do gás nitrogênio aumenta até que o estado de equilíbrio seja atingido.

f) No sistema II, após o equilíbrio ser atingido, a concentração de oxigênio é igual à concentração de nitrogênio.

11. (Fuvest-SP) O equilíbrio

$$\underset{\text{incolor}}{H_2\,(g)} + \underset{\text{violeta}}{I_2\,(g)} \rightleftharpoons \underset{\text{incolor}}{2\,HI\,(g)}$$

tem, a 370 °C, constante K_c igual a 64.

Para estudar esse equilíbrio, foram feitas duas experiências independentes *A* e *B*.

I. 0,10 mol de cada gás, H_2 e I_2, foram colocados em um recipiente adequado de 1 L, mantido a 370 °C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).

II. 0,20 mol do gás HI foi colocado em um recipiente de 1 L, idêntico ao utilizado em *A*, mantido a 370 °C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).

a) Atingido o equilíbrio em I e em II, é possível distinguir os recipientes pela intensidade da coloração violeta? Justifique.

b) Para a experiência I, calcule a concentração de cada gás no equilíbrio. Mostre, em um gráfico de concentração, como variam, em função do tempo, as concentrações desses gases até que o equilíbrio seja atingido. Identifique as curvas no gráfico.

12. (Fuvest-SP) O Brasil produz, anualmente, cerca de $6 \cdot 10^6$ toneladas de ácido sulfúrico pelo processo de contato. Em uma das etapas do processo há, em fase gasosa, o equilíbrio:

$$2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3\,(g) \qquad K_p = 4{,}0 \cdot 10^4$$

que se estabelece à pressão total de *P* atm e temperatura constante. Nessa temperatura, para que o valor da relação $\dfrac{x_{SO_3}^2}{x_{SO_2}^2\, x_{O_2}}$ seja igual a $6{,}0 \cdot 10^4$, o valor de *P* deve ser:

(Dados: x = fração em quantidade de matéria (fração molar) de cada constituinte na mistura gasosa; K_p = constante de equilíbrio.)

a) 1,5 **c)** 15 **e)** 50

b) 3,0 **d)** 30

13. (UFRPE) A constante de equilíbrio para a reação $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HI\,(g)$ é K = 55 a 298 K.

Em um frasco fechado a 298 K, mistura-se 1 atm de H_2 (g), 1 atm de I_2 (g) e 5 atm de HI (g) para determinar *K* quando o equilíbrio se estabelecer.

Qual será o valor encontrado?

14. (Uni-Rio-RJ) Os óxidos de nitrogênio desempenham um papel-chave na formação de "*smog* fotoquímico". A queima de combustíveis a alta temperatura é a principal fonte de óxidos de nitrogênio. Quantidades detectáveis de óxido nítrico são produzidas pela reação em equilíbrio:

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO\,(g);\ \Delta H = +180{,}8\ kJ$$

Supondo o sistema em equilíbrio e que numa determinada temperatura as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a: $P_{NO} = 0{,}1$ atm; $P_{N_2} = 0{,}2$ atm; $P_{O_2} = 0{,}01$ atm, escolha o valor correto da constante de equilíbrio (K_p).

a) 0,2 **c)** 5 **e)** 50

b) 4 **d)** 40

15. (ITA-SP) Carbamato de amônio sólido (NH_2COONH_4) decompõe-se em amônia e dióxido de carbono, ambos gasosos. Considere que uma amostra de carbamato de amônio sólido esteja em equilíbrio químico com CO_2 (g) e NH_3 (g) na temperatura de 50 °C, em recipiente fechado e volume constante. Indique a opção *correta* que apresenta a constante de equilíbrio em função da pressão total *P*, no interior do sistema.

a) $3\,p$ **c)** p^3 **e)** $\dfrac{4}{27}\,p^3$

b) $2\,p^2$ **d)** $\dfrac{2}{9}\,p^2$

16. (Unifesp) A constante de equilíbrio da reação de dimerização de C_5H_6, representada pela equação

$$2\,C_5H_6 \rightleftharpoons C_{10}H_{12}$$

é igual a $3{,}0\ mol^{-1} \cdot L$, a 250 °C.

Nessa temperatura, foram feitas duas misturas do monômero com o dímero, com as seguintes concentrações iniciais, expressas em mol/L:

Mistura 1: [monômero] = 0,50 e [dímero] = 0,75

Mistura 2: [monômero] = 1,00 e [dímero] = 2,50

Representando-se:

- situação de equilíbrio por $\rightleftharpoons$,
- tendência de o equilíbrio se deslocar para a formação do dímero por $\longrightarrow$,
- tendência de o equilíbrio se deslocar para a formação do monômero por $\longleftarrow$,

responda qual é a alternativa que representa a situação correta das misturas 1 e 2 no instante em que elas foram preparadas.

	SITUAÇÃO NA CONDIÇÃO INICIAL	
	Mistura 1	**Mistura 2**
a)	$\rightleftharpoons$	$\rightleftharpoons$
b)	$\rightleftharpoons$	$\longrightarrow$
c)	$\rightleftharpoons$	$\longleftarrow$
d)	$\longrightarrow$	$\longrightarrow$
e)	$\longleftarrow$	$\longleftarrow$

17. (Unifesp) A constante de equilíbrio para a reação na fase gasosa

$$CO\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftharpoons CO_2\,(g) + H_2\,(g)$$

vale 25, a 600 K. Foi feita uma mistura contendo 1,0 mol de CO, 1,0 mol de H_2O, 2,0 mol de CO_2 e 2,0 mol de H_2 em um frasco de 1,0 L, a 600 K. Quais as concentrações de CO (g) e CO_2 (g), em mol/L, quando for atingido o equilíbrio?

a) 3,5 e 1,5. **b)** 2,5 e 0,5. **c)** 1,5 e 3,5. **d)** 0,5 e 2,5. **e)** 0,5 e 3,0.

18. (UnB-DF) O conhecimento da expressão de K_c (constante de equilíbrio) e das concentrações de equilíbrio dos participantes das transformações possibilita realizar cálculos para determinar tanto o valor numérico da constante como as concentrações de produtos e reagentes na mistura em equilíbrio. Considere a ordem de grandeza dos valores de K_c (à mesma temperatura) relativos às sínteses de cloreto, brometo e iodeto de hidrogênio representadas pelas respectivas equações.

$$H_2\,(g) + C\ell_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HC\ell\,(g) \qquad K_c = 1{,}0 \cdot 10^{17}$$

$$H_2\,(g) + Br_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HBr\,(g) \qquad K_c = 1{,}0 \cdot 10^{9}$$

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HI\,(g) \qquad K_c = 1{,}0 \cdot 10^{1}$$

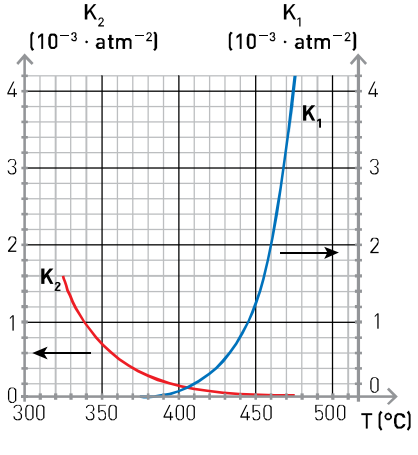
Julgue os itens a seguir, identificando os corretos.

a) O gás com maior tendência de reagir com o hidrogênio é o iodo.

b) Haverá maior favorecimento na formação do cloreto de hidrogênio ($HC\ell$) do que de iodeto de hidrogênio (HI).

c) A constante de equilíbrio para a formação do brometo de hidrogênio (HBr) é: $\dfrac{[HBr]^2}{[H_2] + [Br_2]}$.

19. (Fuvest-SP) A reforma do gás natural com vapor-d'água é um processo industrial de produção de hidrogênio, em que também se gera monóxido de carbono. O hidrogênio, por sua vez, pode ser usado na síntese de amônia, na qual reage com nitrogênio. Tanto a reforma do gás natural quanto a síntese da amônia são reações de equilíbrio. Na figura, são dados os valores das constantes desses equilíbrios em função dos valores da temperatura. A curva de K_1 refere-se à reforma do gás natural, e a de K_2, à síntese da amônia. As constantes de equilíbrio estão expressas em termos de pressões parciais, em atm.



a) Escreva a equação química balanceada que representa a reforma do principal componente do gás natural com vapor-d'água.

b) Considere um experimento a 450 °C, em que as pressões parciais de hidrogênio, monóxido de carbono, metano e água são, respectivamente, 0,30; 0,40; 1,00 e 9,00 atm. Nessas condições, o sistema está em equilíbrio químico? Justifique sua resposta por meio de cálculos e análise da figura.

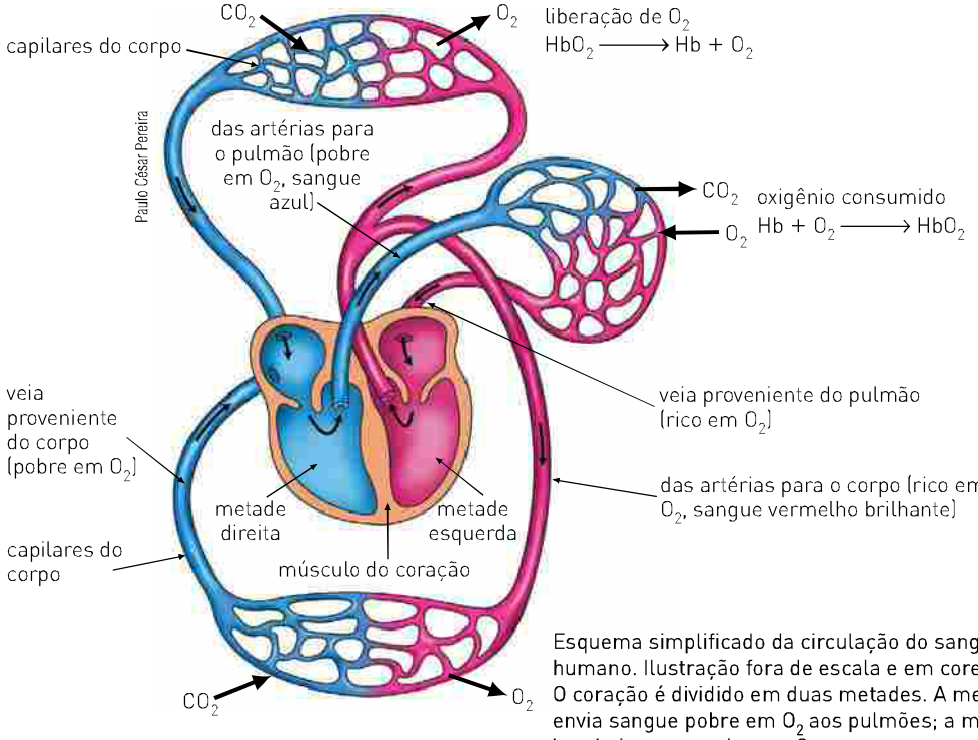
c) A figura permite concluir que uma das reações é exotérmica e a outra, endotérmica. Qual é a reação exotérmica? Justifique sua resposta.

LEIA, ANALISE E RESPONDA

Sangue azul

O transporte do gás oxigênio atmosférico a várias partes do organismo é um processo reversível. Esse transporte é feito por uma molécula de estrutura complexa encontrada no sangue, denominada **hemoglobina** (Hb). A hemoglobina combina-se com o gás oxigênio nos pulmões, formando a oxiemoglobina, que é transportada pelo sistema circulatório a todas as partes do corpo nas quais o oxigênio é usado nos processos metabólicos.

$$Hb\,(aq) + O_2\,(g) \rightleftharpoons HbO_2\,(aq)$$



Esquema simplificado da circulação do sangue no corpo humano. Ilustração fora de escala e em cores-fantasia. O coração é dividido em duas metades. A metade direita envia sangue pobre em O_2 aos pulmões; a metade esquerda bombeia sangue rico em O_2 ao corpo.

Depois que os mouros dominaram a Península Ibérica, no século VIII, os espanhóis – originalmente de pele bem branca – passaram a ter filhos mais morenos, como a maioria de sua população atual, devido à miscigenação com os invasores. A aristocracia, no entanto, orgulhava-se de não ter se misturado àquele povo de pele quase negra e apontava para as próprias veias, onde parecia correr sangue azul, como se isso fosse prova de uma ascendência mais nobre. De fato, o sangue venoso tem aspecto azulado se visto através da superfície da pele, ainda mais se esta for clara, acentuando o contraste de cores. Daí em diante, a expressão "*sangre azul*" percorreu o planeta como sinônimo de nobreza. Essa, pelo menos, é a versão mais aceita, encontrada em *World Wide Words*, do inglês Michael Quinion, bíblia da etimologia mundial.

Fonte: De onde vem a expressão "sangue azul"? *Superinteressante*, edição 164, maio 2001. Disponível em: <http://super.abril.com.br/superarquivo/2001/conteudo_180264.shtml>. Acesso em: mar. 2014.

1. O sangue azul era associado às pessoas mais ricas, porém, considerando a quantidade de O_2 dissolvido no sangue, o sangue azul (venoso) é mais rico ou mais pobre que o sangue vermelho (arterial)?
2. Qual dos dois tipos de sangue transporta gás oxigênio dos pulmões para todas as partes do organismo?
3. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em função da concentração (K_c) e da pressão (K_p) para o equilíbrio mencionado no texto.

CAPÍTULO 28

Deslocamento de equilíbrio

PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

Quando um sistema está em equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa, e as concentrações molares de todos os participantes permanecem constantes.

> Se, sobre esse equilíbrio, não ocorrer a ação de nenhum agente externo, ele tende a permanecer nessa situação indefinidamente. Porém, se for exercida uma ação externa sobre esse equilíbrio, ele tende a reagir de maneira a minimizar os efeitos dessa ação.

Esse é o tema do **Princípio de Le Chatelier**, publicado em 1884.

Este princípio é fácil de ser entendido quando se considera que **a constante de equilíbrio depende somente da temperatura**.

A constante de equilíbrio não se altera com variações das concentrações dos participantes, do volume nem com a pressão exercida.

Os fatores que podem afetar a condição de equilíbrio de um sistema são: concentração, pressão, temperatura.

A seguir, vamos analisar a influência de cada um dos fatores que podem afetar o equilíbrio.

Rita Barreto

Os "galinhos do tempo", típicos de Portugal, são revestidos de material absorvente impregnado de cloreto de cobalto ($CoC\ell_2$). Esse composto tem a propriedade de mudar de cor quando entra em contato com água: em ambiente seco, tem coloração azul; já em ambiente úmido, fica rosa. Trata-se de um processo reversível: se o mudarmos para um ambiente com umidade diversa, ele muda de cor novamente.

> *O cloreto de cobalto tem aplicação na fabricação de alguns tipos de cartões indicadores de umidade, úteis, por exemplo, para garantir que embalagens contendo produtos eletrônicos tenham sido armazenadas de forma apropriada antes da venda. Entretanto, compostos contendo cobalto são potencialmente tóxicos para o sistema respiratório e a pele.*

CONCENTRAÇÃO

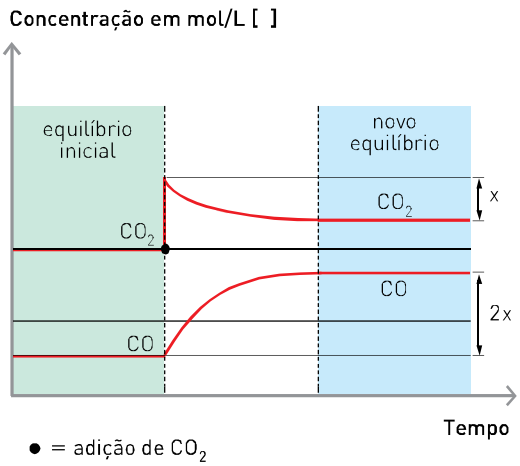
Considere o seguinte equilíbrio:

$$C\ (s) + CO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ CO\ (g)$$

Ele servirá de exemplo para nosso estudo, e iremos analisar o seu comportamento em três situações.

- **1ª situação — Adição de CO_2 (g)**

Quando adicionamos CO_2 (g) à mistura em equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento em sua concentração, o que acarreta consequente aumento do número de choques entre o C (s) e o CO_2 (g). Reagindo a essa mudança de condição, há um aumento na velocidade da reação direta, favorecendo a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se desloca para o lado direito.



Com o decorrer da reação, a concentração de CO_2 (g) diminui, ao passo que a concentração de CO (g) aumenta até o sistema atingir uma nova situação de equilíbrio.

O gráfico ao lado pode representar essa situação.

Outra maneira de entendermos o deslocamento desse equilíbrio se dá por meio de uma análise da expressão de K_c.

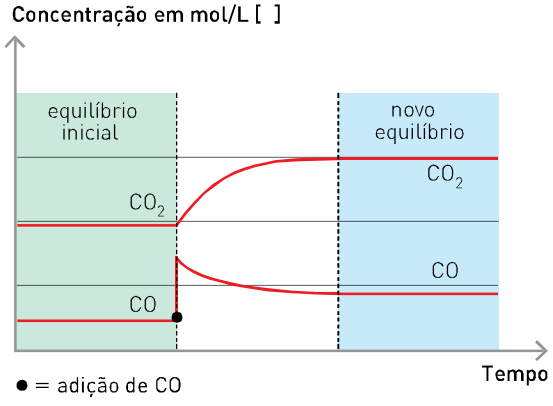
$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Ao introduzir CO_2 (g) à mistura em equilíbrio, estamos aumentando sua concentração ($[CO_2] \uparrow$) e, como a constante K_c não varia, a concentração do CO ($[CO] \uparrow$) também deve aumentar para manter a igualdade matemática.

Se tivéssemos adicionado C (s) ao equilíbrio, não haveria alteração, pois a concentração de um sólido é constante e não depende de sua quantidade.

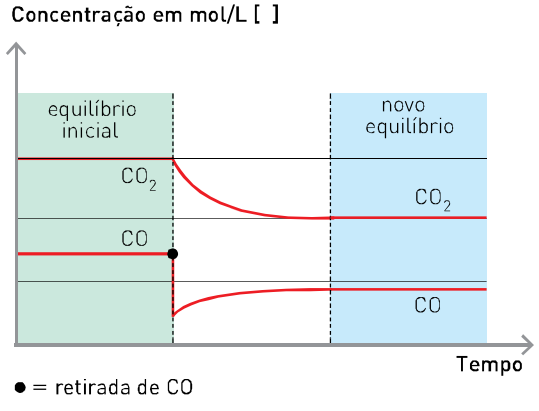
- **2ª situação — Adição de CO (g)**

Quando adicionamos CO (g) à mistura em equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento em sua concentração, transformando-o parcialmente em CO_2 (g) e em C (s). Nesse caso, o equilíbrio se desloca para a esquerda. Veja a representação gráfica ao lado.



- **3ª situação — Remoção de CO (g)**

Quando retiramos parte do CO (g) presente no sistema em equilíbrio, imediatamente ocorre uma diminuição de sua concentração, e, como consequência, a velocidade da reação inversa diminui. Logo, a velocidade da reação direta será maior, favorecendo a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se desloca para a direita. Veja a representação gráfica ao lado.



O "lado" do deslocamento

Em um equilíbrio, todas as espécies estão em um mesmo recipiente, formando uma mistura que é chamada de mistura reacional ou mistura em equilíbrio.

No desenvolvimento deste capítulo, quando nos referirmos a um "deslocamento para a direita", queremos dizer que o sistema se desloca para o lado direito da equação fornecida.

$$\underset{\text{lado esquerdo}}{A + B} \rightleftharpoons \underset{\text{lado direito}}{C + D}$$

É comum, em textos didáticos, referir-se ao lado direito como sendo o lado dos produtos e ao lado esquerdo como sendo o lado dos reagentes, ou seja, o lado que representa as substâncias que foram inicialmente misturadas para que a reação pudesse ocorrer.

Porém, convém lembrar que, em um equilíbrio, todas as espécies químicas presentes atuam simultaneamente como reagentes e produtos.

Se considerarmos, agora, o equilíbrio a seguir em meio aquoso:

$$2\ \underbrace{CrO_4^{2-}(aq)}_{\text{amarelo}} + 2\ H^+(aq) \rightleftharpoons \underbrace{Cr_2O_7^{2-}(aq)}_{\text{alaranjado}} + H_2O\ (\ell)$$

a cor da solução será dada pelo íon que estiver presente em maior concentração molar. Portanto, quando:

- $\underbrace{[CrO_4^{2-}]}_{\text{amarelo}} > \underbrace{[Cr_2O_7^{2-}]}_{\text{alaranjado}}$, prevalece a cor amarela;
- $\underbrace{[CrO_4^{2-}]}_{\text{amarelo}} < \underbrace{[Cr_2O_7^{2-}]}_{\text{alaranjado}}$, prevalece a cor alaranjada.

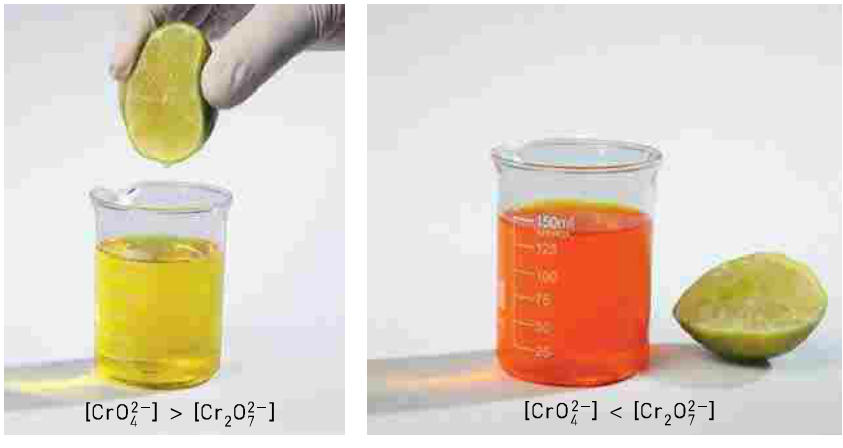
Nesse caso, o deslocamento do equilíbrio é perceptível visualmente pela mudança de cor.

Suponha, por exemplo, que em um equilíbrio predomine a coloração amarela, dada pelo CrO_4^{2-} (aq). Quando adicionamos ao sistema algumas gotas de limão ou outra solução ácida qualquer, temos uma mudança de cor, conforme mostram as fotografias ao lado.

Como qualquer ácido libera H^+ em meio aquoso, com a sua adição aumentamos a concentração de H^+ do meio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita. Nessa nova situação, o equilíbrio em solução apresenta cor alaranjada devido ao aumento da concentração de $Cr_2O_7^{2-}$.

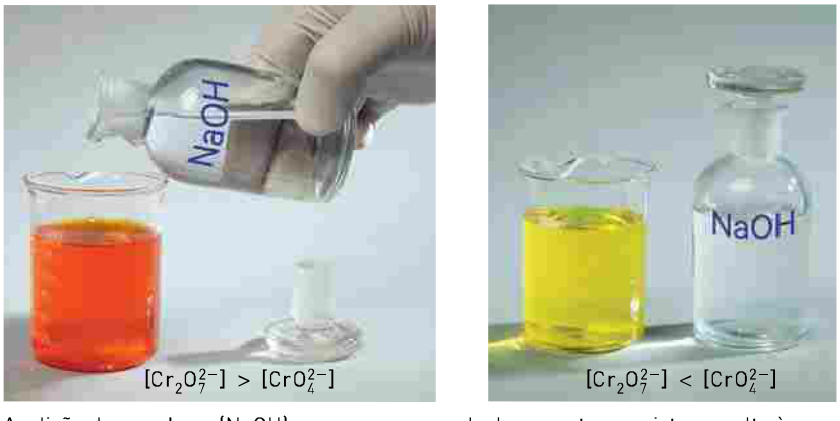
Nesse caso particular de deslocamento de equilíbrio, foi adicionada uma substância que originou um íon já presente no equilíbrio, um íon comum: o **H^+**. A esse fato damos o nome de **efeito do íon comum**.

Quando adicionamos uma solução aquosa de soda cáustica (NaOH) a essa mistura em equilíbrio, ocorre um novo deslocamento.



Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next

A acidez do limão provoca o deslocamento do equilíbrio e, consequentemente, a mudança de cor do sistema.



A adição de uma base (NaOH) provoca um novo deslocamento, e o sistema volta à cor amarela inicial.

Na solução aquosa de NaOH, existem íons OH^- que consomem os íons H^+ presentes no equilíbrio:

$$OH^-(aq) + H^+(aq) \longrightarrow H_2O\ (\ell)$$

A remoção dos íons H^+ da mistura em equilíbrio provoca um deslocamento para a esquerda, resultando na cor amarela da solução.

PRESSÃO

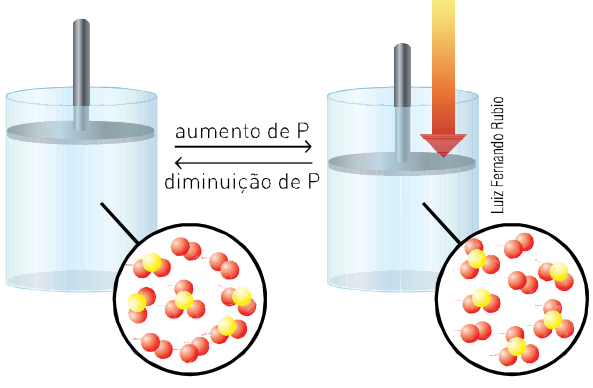
De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um sistema em equilíbrio, quando submetido a uma ação externa, reage no sentido de minimizar os efeitos dessa ação. Quando, a uma temperatura constante, aumentamos a pressão sobre o equilíbrio gasoso, ele se desloca no sentido da reação capaz de diminuir essa pressão e vice-versa.

A fim de verificarmos os efeitos da variação de pressão em um equilíbrio, vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:

$$\underbrace{2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g)}_{\substack{2\text{ mol} \quad 1\text{ mol} \\ 3\text{ mol}}} \rightleftharpoons \underbrace{2\,SO_3\,(g)}_{\substack{2\text{ mol} \\ 2\text{ mol}}}$$

Se aumentamos a pressão, o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação do $SO_3\,(g)$, porque nesse sentido há uma diminuição do número de mol de gás e, consequentemente, uma diminuição da pressão.

Se, no entanto, ocorre uma diminuição da pressão, o equilíbrio se desloca para a esquerda, favorecendo a formação de $SO_2\,(g)$ e $O_2\,(g)$, porque nesse sentido há um aumento do número de mol e, consequentemente, da pressão.



Outra maneira, mais simples, de analisarmos o efeito produzido pela variação de pressão em um equilíbrio é associar o número de mol ao volume. Assim, nas mesmas condições, temos:

- 1 mol = 1 volume (1 V);
- 2 mol = 2 volumes (2 V).

Logo:

aumento de pressão	⇒	provoca contração de volume	⇒	o equilíbrio se desloca para o lado de menor volume (menor nº de mol)
diminuição de pressão	⇒	provoca expansão de volume	⇒	o equilíbrio se desloca para o lado de maior volume (maior nº de mol)

No exemplo dado, temos:

$$\underbrace{2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g)}_{\substack{2\text{ mol} \quad 1\text{ mol} \\ 2\,V \quad\quad 1\,V \\ 3\,V}} \rightleftharpoons \underbrace{2\,SO_3\,(g)}_{\substack{2\text{ mol} \\ 2\,V \\ 2\,V}}$$

- **aumento de pressão** desloca o equilíbrio para a direita (menor volume);
- **diminuição de pressão** desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume).

Veja outro exemplo:

$$CaCO_3\,(s) \rightleftharpoons CaO\,(s) + CO_2\,(g)$$

Nesse equilíbrio, as concentrações molares dos sólidos $CaCO_3$ e CaO não são afetadas por variações de pressão porque são incompressíveis.

A variação de pressão somente afetará a substância no estado gasoso, no caso, o CO_2.

$$\underbrace{CaCO_3\,(s)}_{0}\ \rightleftharpoons\ \underbrace{CaO\,(s)}_{0}\ +\ \underbrace{CO_2\,(g)}_{1V}$$
$$0 \qquad\qquad 1V$$

Assim, podemos concluir que o aumento da pressão desloca o equilíbrio para a esquerda.

Agora, observe o equilíbrio a seguir:

$$\underbrace{\underbrace{H_2(g)}_{1\text{ mol}}\ +\ \underbrace{I_2(g)}_{1\text{ mol}}}_{2V}\ \rightleftharpoons\ \underbrace{2\,HI\,(g)}_{2\text{ mol}}$$
$$1V \quad 1V \qquad\qquad 2V$$

Qualquer que seja o sentido considerado, o número de mol gasoso ou de volume é o mesmo. Logo, o equilíbrio não sofre nenhum deslocamento por variação de pressão.

> *Se adicionamos um **gás inerte**, ou seja, um gás que não reage a um sistema em equilíbrio, ocorre aumento da pressão total do sistema. No entanto, como não há variação da concentração nem das pressões parciais de cada gás componente do equilíbrio, a adição do gás inerte não afeta o equilíbrio.*

TEMPERATURA

A temperatura é o único fator responsável por alterações na constante de equilíbrio (K_c), além de provocar um deslocamento do equilíbrio.

Em um sistema em equilíbrio, sempre temos duas reações: a endotérmica, que absorve calor; e a exotérmica, que libera calor. Quando aumentamos a temperatura, favorecemos a reação que absorve calor, a fim de minimizar seus efeitos. Como consequência, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reação que libera calor.

Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados como exemplos:

1º exemplo

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2\,NH_3\,(g) \qquad \underbrace{\Delta H < 0}_{\text{a reação direta é exotérmica}}$$

- **aumento da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica (para a esquerda);
- **diminuição da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação exotérmica (para a direita).

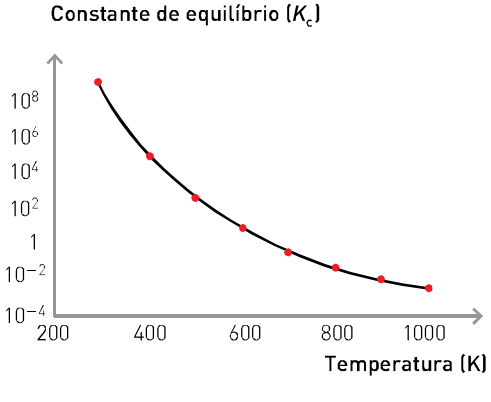
Se também desejamos relacionar a variação da temperatura com a constante de equilíbrio (K_c), devemos considerar que uma elevação da temperatura favorece a reação endotérmica. Então, $[N_2]$ e $[H_2]$ aumentam, e $[NH_3]$ diminui:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2 \downarrow}{[N_2] \cdot [H_2]^3 \uparrow} \Rightarrow K_c \text{ diminui}$$

O gráfico ao lado mostra a variação da K_c em função da temperatura para a reação:

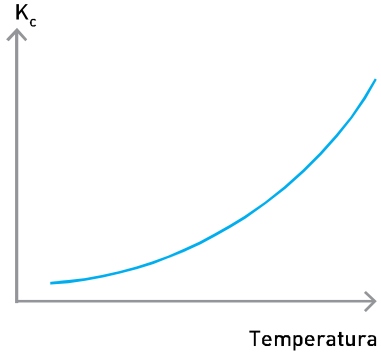
$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3\,(g) \quad \Delta H < 0$$

TEMPERATURA	
(K)	(K_c)
300	$2{,}6 \cdot 10^{8}$
400	$3{,}9 \cdot 10^{4}$
500	$1{,}7 \cdot 10^{2}$
600	4,2
700	$2{,}9 \cdot 10^{-1}$
800	$3{,}9 \cdot 10^{-2}$
900	$8{,}1 \cdot 10^{-3}$
1 000	$2{,}3 \cdot 10^{-3}$



2º exemplo

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \underset{\text{exotérmica}}{\overset{\text{endotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2\,NO\,(g) \qquad \underbrace{\Delta H > 0}_{\text{a reação direta é endotérmica}}$$



- **aumento da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a direita);
- **diminuição da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a esquerda).

Em relação à constante de equilíbrio (K_c), temos um aumento da temperatura, favorecendo a reação endotérmica. Então, [NO] aumenta, e $[N_2]$ e $[O_2]$ diminuem:

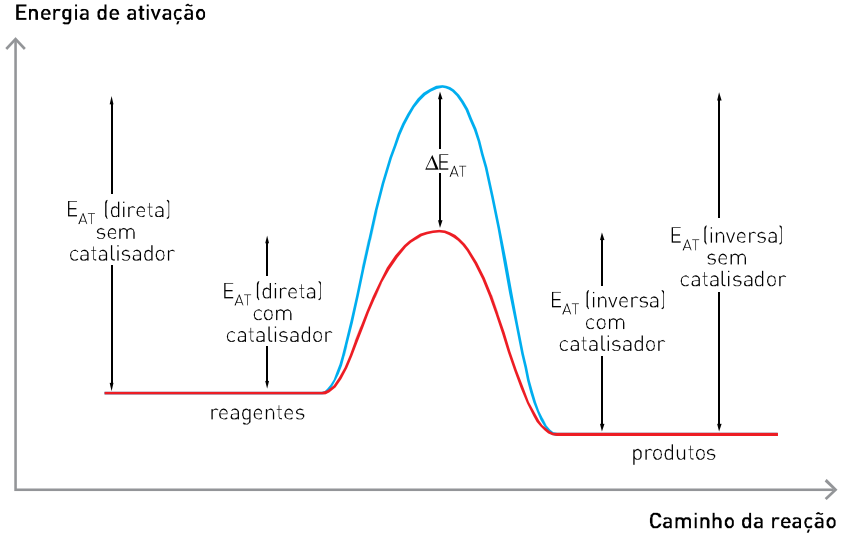
$$K_c = \frac{[NO]^2 \uparrow}{[N_2] \cdot [O_2] \downarrow} \Rightarrow K_c \text{ aumenta}$$

EFEITO DOS CATALISADORES SOBRE O EQUILÍBRIO

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações químicas pela diminuição da energia de ativação (E_{AT}). Em um equilíbrio, a diminuição da energia de ativação produzida pelo catalisador tem o mesmo valor para a reação direta e para a inversa.

Uma reação genérica está representada pela equação e pelo gráfico a seguir:

$$A \rightleftharpoons B$$

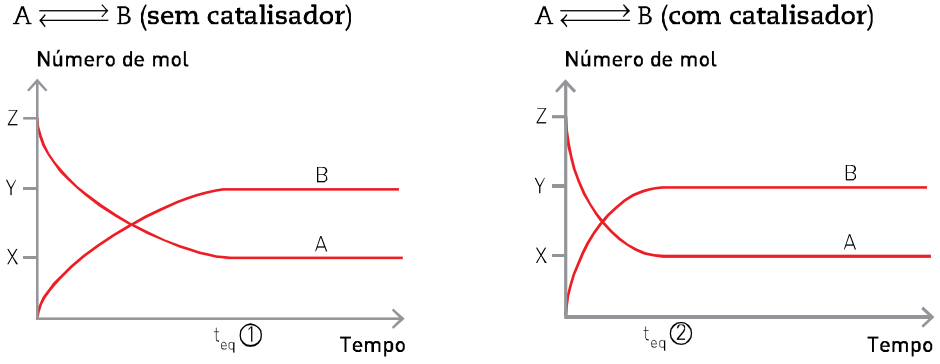


Como o aumento de velocidade da reação produzido pelo catalisador é o mesmo tanto para a reação direta como para a inversa, ele não altera o equilíbrio.

Catalisadores não deslocam equilíbrio.

Se o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa, o único efeito que ele provoca no equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

Observe nos gráficos abaixo que, tanto em uma reação como na outra — sem e com catalisador —, o número de mol de A e de B, no equilíbrio, é igual:



t_{eq} ② < t_{eq} ①

QUÍMICA E INDÚSTRIA

Assim falou Le Chatelier

Henry Louis Le Chatelier (1850-1936), cuja influência do pai, que trabalhava como inspetor-geral das Minas, na França, fora fundamental no direcionamento de seus estudos, tornou-se, em 1877, professor da *École des Mines*, em Paris. No entanto, com o passar do tempo, o seu interesse começou a se voltar para outras áreas.

Le Chatelier foi um dos primeiros cientistas a relacionar os princípios da termodinâmica com as reações químicas. Seu mérito e importância foi ter percebido que nem todas as reações consomem totalmente os reagentes, ou seja, em muitas reações ocorre uma situação de equilíbrio, na qual reagentes e produtos permanecem juntos, reagindo e se transformando.

Em 1888, Le Chatelier escreveu um artigo em que, de maneira esclarecedora e irônica, comprovou o equilíbrio das reações. A seguir, traduzimos parte desse artigo, em que a expressão "reação limitada" deve ser entendida como "reação reversível em equilíbrio":

SPL/LatinStock

Le Chatelier, em fotografia do século XIX.

> É sabido que nos altos-fornos a redução do óxido de ferro (Fe_2O_3) é provocada pelo monóxido de carbono (CO), de acordo com a reação:
>
> $Fe_2O_3\ (s) + 3\ CO\ (g) \rightleftharpoons 2\ Fe\ (s) + 3\ CO_2\ (g)$
>
> Também é sabido que entre os gases eliminados pelas chaminés existe uma considerável quantidade de CO.
>
> Como as pessoas envolvidas na produção de ferro acreditavam que a reação ocorria de maneira incompleta devido a um contato insuficiente entre o Fe_2O_3 e o CO, as dimensões dos altos-fornos foram aumentadas. Na Inglaterra, onde tais fornos chegaram a ter altura de 30 metros, verificou-se, no entanto, que a proporção de CO eliminada não diminuía.
>
> Esse procedimento, que custou aos cofres ingleses centenas de milhares de libras, mostra-nos que a redução do Fe_2O_3 pelo CO é uma reação limitada (reação reversível em equilíbrio) e que um conhecimento básico do conceito de equilíbrio químico teria permitido chegar à mesma conclusão de maneira mais rápida e econômica.

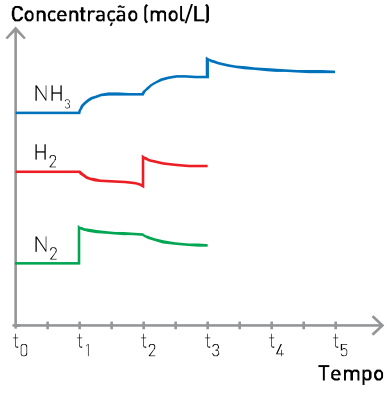
Le Chatelier dedicou-se intensamente ao estudo de possíveis maneiras de se produzir deslocamentos nos equilíbrios químicos. A obtenção desses deslocamentos é fundamental para a indústria, permitindo a produção de maior quantidade de determinado produto mais rapidamente e com menor custo.

Para ir além

1. De acordo com Le Chatelier, por que mesmo com o aumento dos altos-fornos a proporção de CO eliminada não diminuía?
2. Seria possível aumentar a produção de ferro variando a pressão nos altos-fornos? Justifique.
3. Qual a influência da descoberta de Le Chatelier em diversos outros processos industriais?

Exercícios resolvidos

1. (Ence-Uerj-Cefet-UFRJ) O gráfico representa alterações na concentração das espécies N_2, H_2 e NH_3 que estão em equilíbrio no instante t_0, sob pressão e temperatura constantes.



Analise o gráfico e responda:

a) Que substância foi adicionada ao sistema em t_1?

b) Que variação sofre a constante de equilíbrio (K_c) quando variam as concentrações em t_2?

c) Como variam as concentrações de N_2 e H_2 em t_3?

d) Como variam as concentrações de NH_3 e de H_2 em t_4, quando N_2 é retirado?

Solução

Considerando que, quando ocorre a adição de qualquer participante do equilíbrio, há um aumento brusco em sua concentração (↑) nesse instante e que sua concentração diminui gradativamente até atingir uma nova situação de equilíbrio, demonstrada graficamente por uma reta paralela à abscissa:

a) No instante t_1, ocorreu um aumento brusco na concentração do N_2.

b) A variação de concentração não altera a constante de equilíbrio (K_c).

c) No instante t_3 ocorreu um aumento brusco na concentração de NH_3, o que provocou um deslocamento do equilíbrio para a esquerda:

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$$

fazendo com que as concentrações de N_2 e H_2 aumentassem.

d) Se o N_2 for retirado no instante t_4, o equilíbrio se desloca para a esquerda e, com isso, a concentração de NH_3 diminui e a de H_2 aumenta.

2. (UFV-MG) O equilíbrio de qualquer sistema reativo é de natureza dinâmica, isto é, não existem reações 100% quantitativas. Por outro lado, conhecida a reação e aplicando o Princípio de Le Chatelier, poderíamos deslocar a condição de equilíbrio do lado das espécies químicas mais desejáveis.
A adição de HNO_3 concentrado sobre cobre metálico produz o gás NO_2, que, quando recolhido e fechado numa ampola, dimeriza-se de tal forma a apresentar o seguinte equilíbrio:

$$\underset{\text{alaranjado}}{2\,NO_2\,(g)} \rightleftharpoons \underset{\text{incolor}}{N_2O_4\,(g)}$$

a) Quando a ampola é resfriada num banho com gelo picado, a cor alaranjada tende a desaparecer. Com base nessa experiência, escreva a reação no sentido em que é deslocada, indicando se é endotérmica ($\Delta H > 0$) ou exotérmica ($\Delta H < 0$).

b) Imagine que nosso sistema seja transferido para uma outra ampola (inicialmente com vácuo) de capacidade maior, na mesma temperatura. Escreva a reação indicando o sentido em que é deslocada e a sua cor predominante. Justifique, também, a intensidade dessa cor.

c) Escreva a expressão da constante de equilíbrio da reação proposta anteriormente, em termos das pressões parciais.

Solução

Um aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, enquanto uma diminuição favorece a exotérmica. A partir disso, temos:

a) Como a cor alaranjada tende a desaparecer quando a ampola é resfriada, o equilíbrio está se deslocando para a direita, pois a concentração de NO_2 (alaranjado) diminui, favorecendo a formação de N_2O_4. Assim, a reação direta foi favorecida por um abaixamento de temperatura, sendo, pois, exotérmica:

$$2\,NO_2 \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} N_2O_4$$

b) Se há um aumento de volume, temos uma diminuição de pressão, fazendo com que o equilíbrio se desloque no sentido do maior número de mol, ou seja, nesse caso, para a esquerda:

$$2\,NO_2\,(g) \rightleftharpoons N_2O_4\,(g)$$

$$2\,V \xleftarrow[\text{diminuição da pressão}]{\text{aumento do volume}} 1\,V$$

Devido à maior formação de NO_2 (g), a cor alaranjada tende a se intensificar.

c) $K_p = \dfrac{P_{N_2O_4}}{(P_{NO_2})^2}$

3. (Unifor-CE) São dados, na tabela abaixo, cinco valores de constantes de equilíbrio (K_c) para a reação:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

a diferentes temperaturas.

	Temperatura (°C)	K_c
1	50	$2{,}0 \cdot 10^{-2}$
2	100	$3{,}6 \cdot 10^{-1}$
3	150	3,2
4	200	19
5	250	78

Qual das temperaturas favorece a decomposição do N_2O_4 (g)?

a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4 **e)** 5

Solução

Se a intenção é favorecer a decomposição do N_2O_4 (g), o equilíbrio deve ser deslocado para a direita, ou seja, a concentração de NO_2 deve prevalecer:

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\,NO_2$$

Assim, pela expressão da K_c, temos:

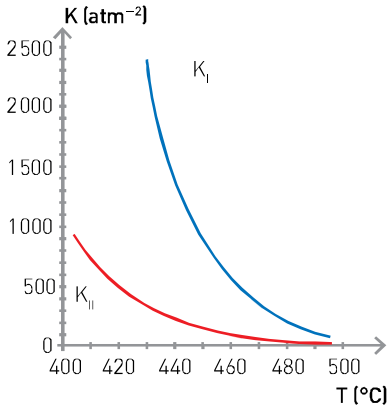
$$\uparrow K_c = \frac{\uparrow [NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Quanto maior for o $[NO_2]$, maior será a K_c, o que se verifica a uma temperatura de 250 °C.

Resposta: alternativa *e*.

4. (Fuvest-SP) Na produção de hidrogênio por via petroquímica, sobram traços de CO e CO_2 nesse gás, o que impede sua aplicação em hidrogenações catalíticas, uma vez que CO é veneno de catalisador. Usando-se o próprio hidrogênio, essas impurezas são removidas, sendo transformadas em CH_4 e H_2O. Essas reações ocorrem a temperaturas elevadas,

em que reagentes e produtos são gasosos, chegando a um equilíbrio de constante K_I no caso do CO e a um equilíbrio de constante K_{II} no caso do CO_2. O gráfico traz a variação dessas constantes com a temperatura.



a) Num experimento de laboratório, realizado a 460 °C, as pressões parciais de CO, H_2, CH_4 e H_2O eram, respectivamente, $4 \cdot 10^{-5}$ atm, 2 atm, 0,4 atm e 0,4 atm. Verifique se o equilíbrio químico foi alcançado. Explique.

b) As transformações de CO e CO_2 em CH_4 mais H_2O são exotérmicas ou endotérmicas? Justifique sua resposta.

c) Em qual das duas transformações, na de CO ou na de CO_2, o calor desprendido ou absorvido é maior? Explique, em termos do módulo da quantidade de calor (|Q|) envolvida.

Solução

a) Equilíbrio I

$$CO\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons CH_4\,(g) + H_2O\,(v)$$

460 °C $\quad K_I = 500\ atm^{-2}$

$P_{CO} = 4 \cdot 10^{-5}$ atm
$P_{H_2} = 2$ atm
$P_{CH_4} = 0{,}4$ atm
$P_{H_2O} = 0{,}4$ atm

$$Q_{P_I} = \frac{(P_{CH_4}) \cdot (P_{H_2O})}{(P_{CO}) \cdot (P_{H_2})^3}$$

$$Q_{P_I} = \frac{0{,}4\ atm \cdot 0{,}4\ atm}{4 \cdot 10^{-5}\ atm \cdot (2\ atm)^3} = 500\ atm^{-2}$$

Como $Q_{P_I} = K_I$, o equilíbrio foi alcançado.

b) Equilíbrio I

$$CO\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons CH_4\,(g) + H_2O\,(v)$$

$$K_I = \frac{P_{CH_4} \cdot P_{H_2O}}{P_{CO} \cdot (P_{H_2})^3}$$

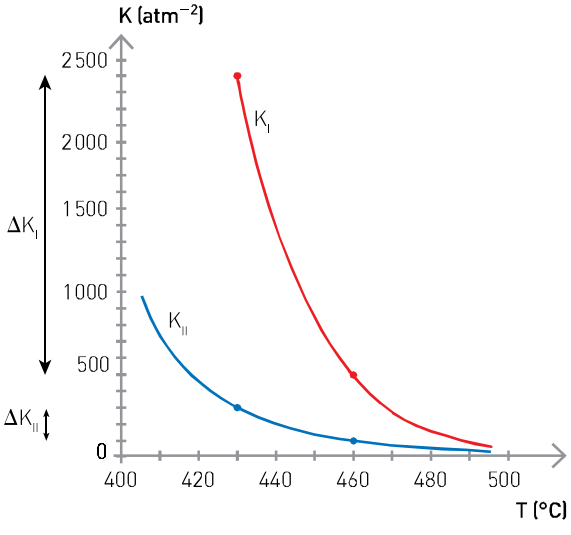
Equilíbrio II

$$CO_2\,(g) + 4\,H_2\,(g) \rightleftharpoons CH_4\,(g) + 2\,H_2O\,(v)$$

$$K_{II} = \frac{P_{CH_4} \cdot (P_{H_2O})^2}{P_{CO_2} \cdot (P_{H_2})^4}$$

Com a elevação da temperatura, tanto K_I quanto K_{II} têm seus valores diminuídos. Logo, podemos concluir que as reações inversas são endotérmicas, portanto as transformações de CO e CO_2 em CH_4 e H_2O são exotérmicas.

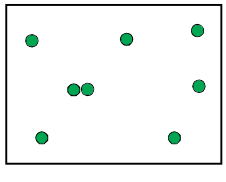
c) Observando o gráfico, para uma variação na temperatura de 430 °C a 460 °C, temos:



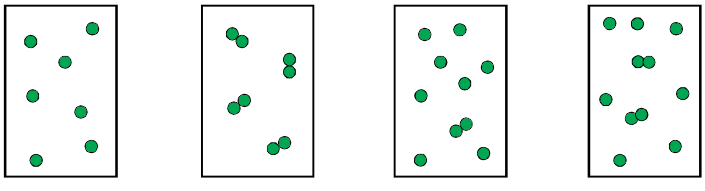
Como $|\Delta K_I| > |\Delta K_{II}|$, podemos concluir que o equilíbrio I sofre maior influência da variação da temperatura; logo, o calor liberado em I será maior que em II: $|Q_I| > |Q_{II}|$.

Exercícios fundamentais

1. A figura ao lado representa um sistema gasoso em equilíbrio: $2\,A \rightleftharpoons A_2$.



A este sistema foi adicionada certa quantidade de A. Qual das figuras a seguir representa melhor, qualitativamente, a nova situação de equilíbrio?



(Ilustrações fora de escala e em cores-fantasia.)

2. A respeito do equilíbrio:

$$PC\ell_5\,(g) \rightleftharpoons PC\ell_3\,(g) + C\ell_2\,(g)$$

indique para qual lado — direito (→) ou esquerdo (←) — ocorre o deslocamento do equilíbrio nos seguintes casos:

a) aumentando-se a concentração de $PC\ell_5$;

b) aumentando-se a concentração de $PC\ell_3$;

c) diminuindo-se a concentração de $C\ell_2$;

d) diminuindo-se a concentração de $PC\ell_5$.

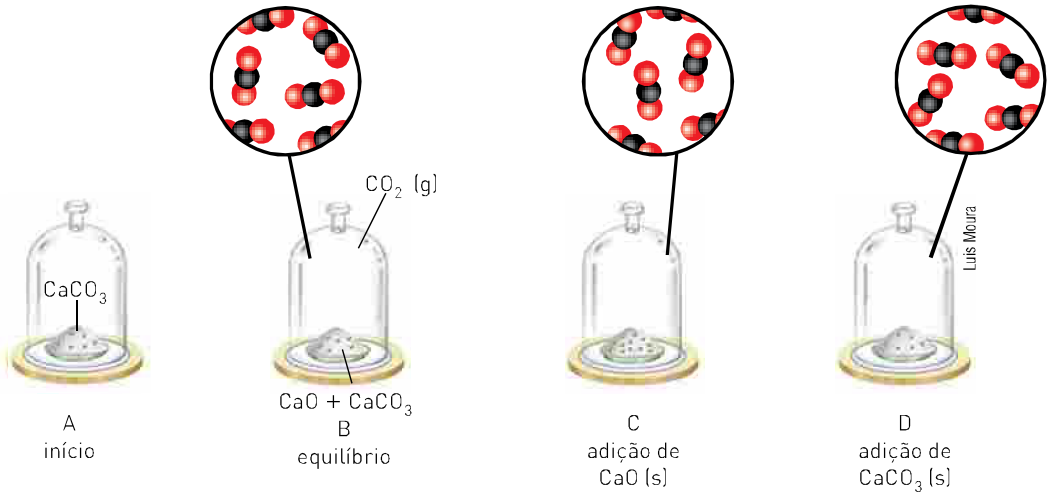
3. Considere o equilíbrio abaixo e responda aos itens a seguir.

$$CaCO_3\,(s) + H^+\,(aq) \rightleftharpoons Ca^{2+}\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

a) Se for adicionado vinagre ao equilíbrio, ele irá se deslocar para qual lado? Justifique sua resposta.

b) Se for adicionado NaOH ao equilíbrio, ele irá se deslocar para qual lado? Justifique sua resposta.

4. As figuras abaixo representam um equilíbrio heterogêneo.



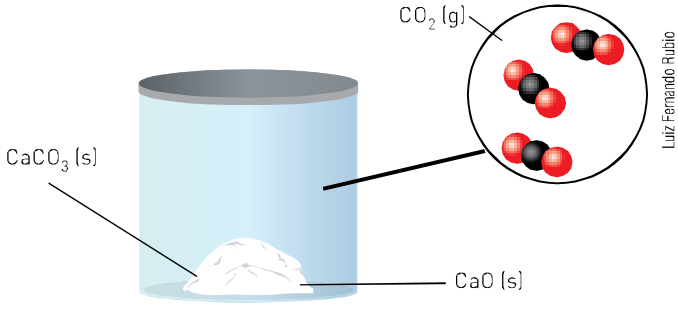
I. Escreva a equação que representa o equilíbrio.

II. Escreva a expressão da constante de equilíbrio.

III. O que acontece com o sistema em equilíbrio após a adição de CaO (s) e/ou $CaCO_3$ (s)?

IV. Compare as pressões parciais do CO_2 em A, B e C.

A respeito da ilustração ao lado, responda às questões de **5** a **8**.



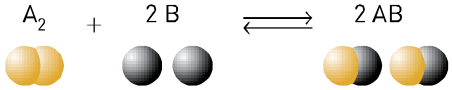
5. Se adicionarmos CO_2, para qual lado ocorre o deslocamento do equilíbrio?

6. A adição de CO_2 altera o valor da K_c? Justifique sua resposta.

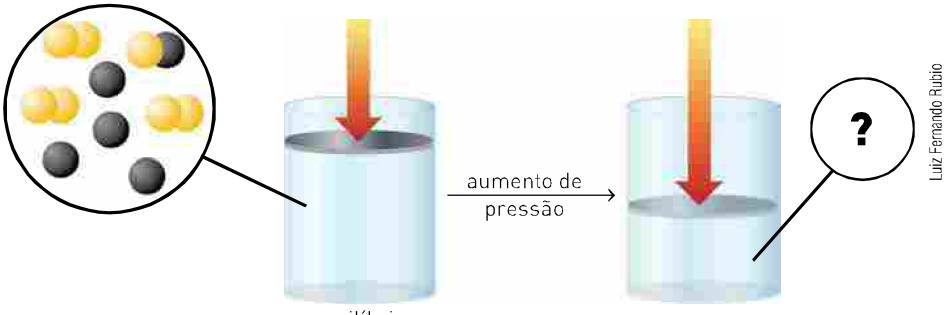
7. O que acontece com as quantidades de CaO (s) e $CaCO_3$ (s) em consequência da adição de CO_2 (g)?

8. Se aumentarmos a quantidade de $CaCO_3$ (s), ocorrerá um deslocamento nesse equilíbrio?

9. As figuras a seguir estão relacionadas a um equilíbrio gasoso.

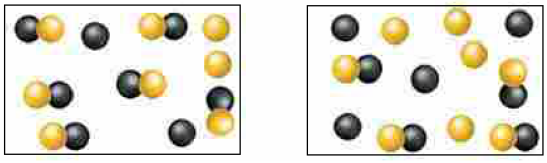


Se esse equilíbrio sofrer um aumento de pressão, as concentrações de A_2, B e AB irão aumentar, diminuir ou permanecer constantes?



Luiz Fernando Rubio

10. O equilíbrio $A + B \rightleftharpoons AB$ está representado abaixo em duas temperaturas diferentes.



$t_1 = 300\ K$ $t_2 = 400\ K$

(Ilustrações fora de escala e em cores-fantasia.)

A seu respeito, responda aos itens abaixo.

a) Escreva a expressão da K_c.

b) A reação direta é exotérmica ou endotérmica?

c) A elevação da temperatura provocou um aumento ou uma diminuição no valor de K_c?

Com base nas informações abaixo, responda às questões de **11** a **15**.

A fotografia ao lado mostra a mesma mistura em equilíbrio em duas temperaturas diferentes.

Esse equilíbrio pode ser representado por:

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4C\ell^-(aq) \rightleftharpoons CoC\ell_4^{2-}(aq) + 6\,H_2O(\ell)$$

As espécies responsáveis pela coloração são:

$[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$ = rósea

$CoC\ell_4^{2-}(aq)$ = azul

Sérgio Dotta Jr./The Next

A temperatura é um fator que pode deslocar o equilíbrio de uma reação.

11. Quais as espécies presentes no frasco de solução azulada?

12. Quais as espécies presentes no frasco de solução rósea?

13. Escreva a expressão da constante de equilíbrio.

14. Em qual das duas situações, na temperatura ambiente e em um banho de gelo, a K_c apresenta maior valor? Justifique sua resposta.

15. A reação direta é endotérmica ou exotérmica?

16. Observe o seguinte equilíbrio:

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons H_3COH(g) \quad \Delta H < 0$$

Indique se o equilíbrio se desloca para a direita ($\longrightarrow$), para a esquerda ($\longleftarrow$) ou se ele não se desloca em cada uma das situações abaixo:

a) aumento da concentração do CO;

b) aumento da concentração do H_3COH;

c) diminuição da concentração do H_2;

d) diminuição da concentração do H_3COH;

e) aumento da pressão;

f) aumento do volume;

g) aumento da temperatura;

h) diminuição da temperatura;

i) adição de um catalisador.

Testando seu conhecimento

1. (Unimontes-MG) Quatro substâncias gasosas, $HC\ell$, I_2, HI, $C\ell_2$, são misturadas em um balão fechado, deixadas em repouso, resultando no equilíbrio da reação à temperatura constante:

$$2\ HC\ell\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g) + C\ell_2\ (g)$$

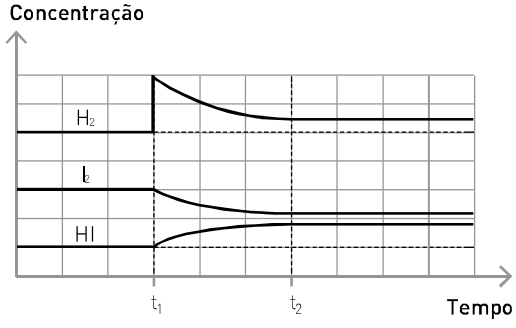
Alterações realizadas nessa mistura podem ter efeitos que resultam em mudanças nesse equilíbrio. Ação e efeito estão corretamente relacionados em:

	Ação	Efeito
a)	Adição de $HC\ell$	Aumento da quantidade de HI
b)	Adição de I_2	Redução da quantidade de $C\ell_2$
c)	Remoção de $C\ell_2$	Não altera o equilíbrio
d)	Remoção de HI	Aumenta o valor da K_c

2. (Cesgranrio-RJ) O gráfico seguinte refere-se ao sistema químico

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g)$$

ao qual se aplica o Princípio de Le Chatelier.



Analise o gráfico e indique a opção correta:

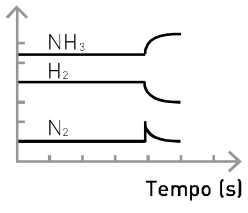
a) A adição de I_2 (g) em t_1 aumentou a concentração de HI (g).
b) A adição de H_2 (g) em t_2 aumentou a concentração de I_2 (g).
c) A adição de H_2 (g) em t_2 levou o sistema ao equilíbrio.
d) A adição de H_2 (g) em t_1 aumentou a concentração de HI (g).
e) A adição de HI (g) em t_2 alterou o equilíbrio do sistema.

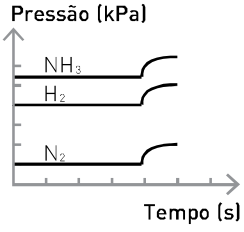
3. (UFRN) Em geral, o ponto de partida para processos de produção industrial de fertilizantes, corantes e outros produtos nitrogenados fabricados em alta escala é a síntese da amônia (NH_3) em fase gasosa, a partir do nitrogênio atmosférico (N_2), abaixo equacionada.

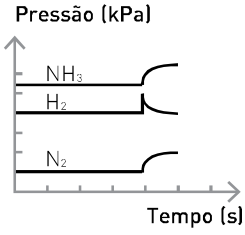
$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

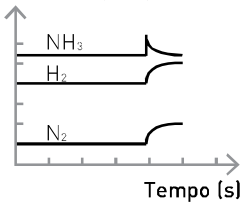
Para que seja favorecida a formação de amônia (NH_3), é necessário que se desloque a reação para a direita, por variação na pressão, temperatura ou concentração de componente.

O gráfico que representa corretamente o deslocamento do equilíbrio dessa reação causado por adição de reagente é:

a)


b)


c)


d)


4. (UFPR) O íon cromato (CrO_4^{2-}) de cor amarela e o íon dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) de cor laranja podem ser utilizados em processos de eletrodeposição para produzir peças cromadas. A fórmula a seguir apresenta o equilíbrio químico dessas espécies em meio aquoso:

$$2\ CrO_4^{2-}\ (aq) + 2H^+\ (aq) \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}\ (aq) + H_2O\ (\ell)$$

Com base no equilíbrio químico acima, considere as seguintes afirmativas:

1. O aumento na concentração de íons H^- do meio promove a intensificação da cor laranja na solução.
2. A adição de um ácido forte ao meio intensifica a coloração amarela da solução.
3. A adição de íons hidroxila (OH^-) ao meio provoca uma reação com os íons H^+, formando água e intensificando a cor amarela da solução.
4. A cor exibida pela solução não apresenta dependência da concentração de íons H^+ do meio.

Indique a alternativa correta.

a) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
b) Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.

5. (Uece) Classifique as afirmações como verdadeiras (V) ou falsas (F):

( ) Na atmosfera das regiões metropolitanas, ocorrem várias reações químicas envolvendo os poluentes, e uma delas é:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$$

bastante nociva por se tratar de um equilíbrio químico heterogêneo.

( ) No sangue ocorre o seguinte equilíbrio químico:

$$\text{hemoglobina} + \text{oxigênio} \rightleftharpoons \text{oxiemoglobina}$$

Nas localidades de maior altitude, como, por exemplo, o pico da Neblina, uma pessoa poderá ter dores de cabeça, náuseas e fadiga intensa devido a esse equilíbrio ser deslocado para a esquerda.

Indique a alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo.

a) V, V **b)** F, V **c)** F, F **d)** V, F

6. (PUC-RJ) Podemos afirmar que o equilíbrio químico da reação de obtenção de cloreto de hidrogênio a partir dos gases hidrogênio e cloro, dada abaixo,

$$H_2\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HC\ell\ (g)$$

pode ser deslocado no sentido da formação do produto pelo seguinte recurso:

a) aumentando-se a pressão do sistema.
b) diminuindo-se a pressão do sistema.
c) diminuindo-se a pressão parcial de $C\ell_2$.
d) aumentando-se a pressão parcial de $C\ell_2$.
e) adicionando-se um catalisador ao meio reacional.

7. (Udesc) O Princípio de Le Chatelier diz "Quando uma perturbação exterior for aplicada a um sistema em equilíbrio dinâmico, o equilíbrio tende a se ajustar, para minimizar o efeito da perturbação". Observe a reação química abaixo.

$$2\ HC\ell\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g) + C\ell_2\ (g)$$

Em relação a essa reação química, é correto afirmar:

a) Com o aumento da pressão, o equilíbrio se desloca para o sentido de formação do produto.
b) O equilíbrio se desloca no sentido de formação do produto, com o aumento da concentração HI (g).
c) Com o aumento da pressão, o equilíbrio se desloca para o sentido de formação dos reagentes.
d) Com o aumento da pressão, não ocorre deslocamento do equilíbrio da reação.
e) Quando o gás I_2 for consumido, o equilíbrio não se altera.

8. (PUC-MG) Indique o fator que pode modificar a constante K de um equilíbrio químico.

a) Concentração inicial dos reagentes.
b) Temperatura.
c) Pressão.
d) Velocidade da reação.

9. (UFMG) A amônia, NH_3 (g), é obtida, industrialmente, pela reação entre os gases hidrogênio e nitrogênio, representada nesta equação:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g);\ \Delta H < 0$$

O processo industrial é feito em alta pressão e alta temperatura, em condições de equilíbrio. Obtida a amônia, a mistura de gases é borbulhada em água líquida, o que permite separar a amônia do nitrogênio e do hidrogênio que não reagiram.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que:

a) o Princípio de Le Chatelier prevê que se forma mais amônia num equilíbrio em alta temperatura.
b) a reação de formação da amônia é mais rápida que sua decomposição pela reação inversa, no equilíbrio.
c) o rendimento em amônia é maior num equilíbrio em alta pressão.
d) o borbulhamento da mistura dos três gases em água retém, nesse líquido, em maior quantidade, os reagentes nitrogênio e hidrogênio.

10. (UFRGS-RS) Indique a alternativa que representa o equilíbrio que pode ser deslocado no sentido dos produtos por aumento de temperatura e de pressão.

a) $H_2\,(g) + C\ell_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,HC\ell\,(g)$ $\quad \Delta H < 0$

b) $SbC\ell_5\,(g) \rightleftharpoons SbC\ell_3\,(g) + C\ell_2\,(g)$ $\quad \Delta H > 0$

c) $PC\ell_5\,(g) \rightleftharpoons PC\ell_3\,(g) + C\ell_2\,(g)$ $\quad \Delta H > 0$

d) $2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3\,(g)$ $\quad \Delta H < 0$

e) $4\,NO\,(g) + 6\,H_2O\,(g) \rightleftharpoons 4\,NH_3\,(g) + 5\,O_2\,(g)$ $\quad \Delta H > 0$

11. (UEL-PR) A obtenção industrial da amônia, utilizada na produção de fertilizantes, segue o processo idealizado pelo alemão Fritz Haber. O hidrogênio necessário é obtido pela reação do metano com vapor de água:

(Reação 1)

$CH_4\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftharpoons CO\,(g) + 3\,H_2\,(g)$

$\Delta H^0 = +323{,}5$ kJ/mol de CH_4

que faz reagir o nitrogênio proveniente do ar com o hidrogênio da reação anterior:

(Reação 2)

$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3\,(g)$

$\Delta H^0 = -92{,}6$ kJ

Observando as reações, quais serão, respectivamente, as melhores condições das reações 1 e 2 a serem utilizadas para a produção industrial da amônia?

a) Baixa temperatura e baixa pressão.

b) Alta temperatura e baixa pressão.

c) Baixa temperatura e alta pressão.

d) Alta temperatura e alta pressão.

e) Temperatura e pressão médias.

12. (UFMG) O "galinho do tempo", ao lado representado, é um objeto que indica as condições meteorológicas, pois sua coloração muda de acordo com a temperatura e a umidade do ar.

Rita Barreto

Nesse caso, a substância responsável por essa mudança de coloração é o cloreto de cobalto, $CoC\ell_2$, que, de acordo com a situação, apresenta duas cores distintas — azul ou rosa —, como representado nesta equação:

$$\underset{\text{rosa}}{CoC\ell_2 \cdot 6\,H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{azul}}{CoC\ell_2 \cdot 6\,H_2O} \qquad \Delta H > 0$$

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as duas condições que favorecem a ocorrência, no "galinho do tempo", da cor *azul* são:

a) alta temperatura e alta umidade.

b) alta temperatura e baixa umidade.

c) baixa temperatura e alta umidade.

d) baixa temperatura e baixa umidade.

13. (Ufscar-SP) Em 1912, o químico alemão Fritz Haber desenvolveu um processo para sintetizar amônia diretamente dos gases nitrogênio e hidrogênio. Este processo é muito importante economicamente, porque a amônia é bastante utilizada, por exemplo, na indústria de fertilizantes. Considere a reação em equilíbrio químico num sistema fechado:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3\,(g)$$

Mantendo-se a temperatura constante, algumas modificações podem ser realizadas nesse sistema:

I. introdução de N_2 (g);

II. aumento da pressão do sistema;

III. adição de catalisador.

As modificações que irão provocar o deslocamento do equilíbrio, favorecendo a formação de NH_3, são:

a) I e II, apenas.

b) I e III, apenas.

c) III, apenas.

d) II e III, apenas.

e) I, II e III.

14. (Unesp) Dada a reação exotérmica:

$$2\,H_2O_2\,(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$$

a alteração que favorece a formação dos produtos é a elevação da:

a) temperatura.

b) pressão parcial de O_2.

c) concentração de H_2O.

d) pressão.

e) concentração de H_2O_2.

15. (UFU-MG) A síntese de Haber-Bosch pode ser representada pela reação:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H_1 < 0$$

Em relação ao equilíbrio descrito, correlacione os fatores citados que afetam o estado de equilíbrio na *coluna 1* com o respectivo efeito listado na *coluna 2*.

Coluna 1

I. Concentração de H_2
II. Pressão
III. Temperatura
IV. Catalisador

Coluna 2

( ) O aumento favorece a produção de NH_3.
( ) Não altera o estado de equilíbrio.
( ) O aumento desloca o equilíbrio para a decomposição de NH_3.
( ) O aumento desloca o equilíbrio para a produção de NH_3.

Indique a alternativa que apresenta a sequência correta.

a) I, III, IV, II
b) IV, II, I, III
c) II, IV, III, I
d) I, II, IV, III

16. (Udesc) Com relação à transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono

$$CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2\ CO(g) \qquad \Delta H = 174\ kJ/mol$$

é possível afirmar:

I. A expressão da constante de equilíbrio para a reação é $K_c = \dfrac{[CO]^2}{[CO_2] \cdot [C]}$.

II. Se ocorrer um aumento na temperatura em que a reação acontece, haverá um aumento na produção de monóxido de carbono.

III. O equilíbrio não será afetado se o sistema sofrer uma compressão.

Indique a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
b) Somente a afirmativa I é verdadeira.
c) Somente a afirmativa II é verdadeira.
d) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.

17. (UEG-GO) Considere o equilíbrio hipotético a seguir e responda ao que se pede.

$$x\ A(g) + y\ B(g) \rightleftharpoons z\ C(g) + w\ D(g)$$

Dados: $\Delta H^0 > 0$; $z + w > x + y$

a) Encontre a relação entre a constante de equilíbrio em termos das concentrações (K_c) e a constante de equilíbrio em termos das pressões parciais (K_p).
b) Explique o comportamento do equilíbrio químico com o aumento da temperatura do sistema.
c) Explique o comportamento do equilíbrio com o aumento da pressão do sistema.

18. (UFPR) O dióxido de nitrogênio (NO_2), em um sistema fechado, entra imediatamente em equilíbrio com a sua forma dimérica, o tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4), a uma temperatura T_1, segundo a equação química a seguir:

$$2\ NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) \qquad \Delta_r H < 0$$

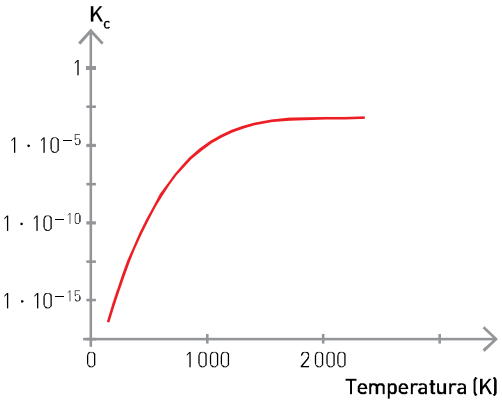
Sobre esse assunto, faça o que se pede:

a) Escreva a equação da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p) para esse equilíbrio.
b) Um aumento de temperatura até T_2 favorecerá a formação do NO_2 ou do N_2O_4?
c) O valor de K_p em T_2 será maior ou menor que em T_1? Justifique sua resposta.

19. (PUC-SP) Nos motores dos automóveis, ocorre a reação entre o nitrogênio (N_2) e o oxigênio (O_2), formando o óxido nítrico (NO), um importante poluente atmosférico. A equação que representa a reação é:

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO\,(g)$$

O gráfico ao lado mostra a relação entre a constante de equilíbrio K_c e a temperatura do sistema.



A respeito da reação de formação do óxido nítrico, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Trata-se de um processo exotérmico.

II. Em temperaturas inferiores a 500 K, a utilização de um catalisador proporciona um maior rendimento de formação de óxido nítrico (NO).

III. No equilíbrio, a 1 000 K, a concentração de NO é menor do que as concentrações de N_2 e O_2.

IV. Aumentar a pressão do sistema não altera a concentração dos gases presentes no equilíbrio.

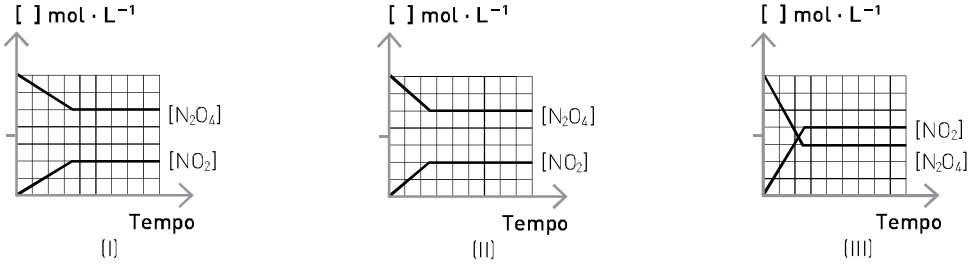
Estão corretas as afirmações:

a) I e II. **b)** I e III. **c)** III e IV. **d)** II e III. **e)** I e IV.

20. (UFRN) Sabe-se que fatores como concentração, temperatura, pressão e presença de catalisador alteram a velocidade de reação.

Os gráficos abaixo, todos na mesma escala, apresentam três situações experimentais diferentes, partindo-se sempre de 1 mol do reagente N_2O_4 (g). Nessas situações, estuda-se a influência dos fatores citados acima no equilíbrio da reação que segue:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$



O gráfico (I) representa o processo de equilíbrio da reação em condições tomadas como iniciais, enquanto os gráficos (II) e (III) representam modificações desse equilíbrio.

Considerando a reação nas condições representadas pelo gráfico (I),

a) determinar, justificando a resposta, que fator provocou a transformação observada

- no gráfico (II),
- no gráfico (III);

b) justificar se a reação, no sentido à direita (dos reagentes para os produtos), é endotérmica ou exotérmica;

c) descrever o que acontecerá com o equilíbrio da reação, se o sistema gasoso for submetido a uma compressão.

21. (Vunesp-SP) O processo industrial Haber-Bosch de obtenção da amônia se baseia no equilíbrio químico expresso pela equação:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3\,(g)$$

Nas temperaturas de 25 °C e de 450 °C, as constantes de equilíbrio K_p são $3{,}5 \cdot 10^8$ e 0,16, respectivamente.

a) Com base em seus conhecimentos sobre equilíbrio e nos dados fornecidos, quais seriam, teoricamente, as condições de pressão e temperatura que favoreceriam a formação de NH_3? Justifique sua resposta.

b) Na prática, a reação é efetuada nas seguintes condições: pressão entre 300 e 400 atmosferas, temperatura de 450 °C e emprego de ferro metálico como catalisador. Justifique por que essas condições são utilizadas industrialmente para a síntese de NH_3.

22. (Unimontes-MG) O dióxido de enxofre gasoso encontra-se em equilíbrio químico segundo a equação:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$$

A constante de equilíbrio (K) varia com a temperatura como mostra a tabela a seguir.

T/K	K
298	$9{,}9 \cdot 10^{25}$
500	$1{,}0 \cdot 10^{12}$
700	$1{,}7 \cdot 10^{6}$

Analisando-se as informações fornecidas, é *correto* afirmar que:

a) a concentração de produto é maior a 700 K.

b) as concentrações de SO_2 e SO_3 são iguais em qualquer temperatura.

c) a reação é exotérmica no sentido direto.

d) a decomposição do SO_3 é favorecida em temperaturas menores.

23. (PUC-MG) Indique a ação que *não* desloca um equilíbrio químico do tipo A (g) + B (s) $\rightleftharpoons$ C (s) + energia:

a) adição de um catalisador.

b) adição de A (g).

c) mudança da pressão.

d) mudança da temperatura.

24. (Ufla-MG) De acordo com o Princípio de Le Chatelier, quando um sistema em equilíbrio sofre alguma modificação em parâmetros, como pressão, temperatura ou concentração, as proporções de reagentes e produtos se ajustam, de maneira a minimizar o efeito da alteração. Considerando essa reação em equilíbrio, responda:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ H_2O\ (g) + \text{calor}$$

a) Calcule a constante de equilíbrio para a reação quando a pressão parcial de H_2 for 1 atm, a pressão parcial de O_2 for 1 atm e a pressão parcial de H_2O for 0,5 atm.

b) Se adicionarmos 0,15 mol de H_2 e 0,7 mol de O_2 ao recipiente de 0,50 L e deixarmos a mistura atingir o equilíbrio a 25 °C, observamos que 50% do H_2 foi consumido. Qual é a decomposição final dessa mistura em $mol \cdot L^{-1}$?

Aprofundando seu conhecimento

1. (Uerj) Hidrogênio e iodo, ambos em fase gasosa, foram misturados em condições reacionais adequadas. A reação em estado de equilíbrio é representada por:

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) + \text{calor} \rightleftharpoons 2\ HI\ (g) \quad K = 50$$

Em seguida, quatro modificações independentes foram impostas a esse sistema:

1 – aumento da temperatura;

2 – aumento da pressão;

3 – diminuição da concentração de I_2;

4 – diminuição da concentração de H_2.

A modificação que causa aumento no valor da constante de equilíbrio K é a indicada pelo seguinte número:

a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4

2. (UTFPR) O argilomineral caulinita é comum em solos brasileiros. Esse argilomineral tem a capacidade de trocar cátions de sua estrutura por cátions da solução do solo. A reação iônica pode ser representada pela equação a seguir:

$$KX\ (s) + NH_4^+\ (aq) \rightleftharpoons NH_4X\ (s) + K^+\ (aq)$$

onde X representa o argilomineral caulinita. Se adicionarmos no solo uma solução aquosa de um adubo contendo nitrato de amônio, o que ocorre com o equilíbrio da reação?

a) Desloca o equilíbrio para o lado do NH_4^+ (aq).

b) O valor da sua constante diminui.

c) Desloca o equilíbrio para o lado do K^+ (aq).

d) O valor da sua constante aumenta.

e) Permanece inalterado.

3. (UFF-RJ) A água que corre na superfície da Terra pode se tornar ligeiramente ácida devido à dissolução de CO_2 da atmosfera e à dissolução de ácidos resultantes da decomposição dos vegetais. Quando essa água encontra um terreno calcário, tem início um processo de dissolução descrito em (1):

$$(1)\ CaCO_3\ (s) + H_2CO_3\ (aq) \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2\ (aq)$$

Isso, em razão de o $CaCO_3$ ser insolúvel em água e o carbonato ácido ser bem mais solúvel. Inicia-se um processo de erosão química do calcário, que demora milhares de anos. À medida que a água vai se aprofundando no terreno, a pressão da coluna-d'água provoca um aumento da dissolução do CO_2 na água, de acordo com a reação (2):

$$(2)\ CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3\ (aq)$$

Variando-se a pressão, a posição de equilíbrio se altera. Quando a água goteja do teto de uma caverna, ela passa de uma pressão maior para uma pressão menor. Essa diminuição de pressão faz com que:

a) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a esquerda.

b) o equilíbrio (2) se desloque para a direita e por consequência o equilíbrio (1), para a esquerda.

c) apenas o equilíbrio (1) se desloque para a direita.

d) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a direita.

e) o equilíbrio (2) se desloque para a esquerda e por consequência o equilíbrio (1), para a direita.

4. (UEPG-PR) NH_3, O_2, NO e H_2O encontram-se misturados em um meio reacional em equilíbrio, que pode ser expresso pela equação:

$$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

Mantendo-se a temperatura e o volume constantes, e considerando-se as alterações que podem ocorrer neste equilíbrio e os possíveis efeitos, assinale o que for correto.

01) A adição de NO não provoca mudança na quantidade de H_2O no meio reacional.

02) A adição de NO provoca um aumento na concentração de O_2.

04) A remoção de O_2 provoca um aumento na concentração de NH_3.

08) A adição de NH_3 faz com que haja um aumento no valor da constante de equilíbrio da reação, K_c.

16) A remoção de NO provoca uma diminuição na concentração de NH_3.

5. (UEM-PR) Analise os seguintes sistemas em equilíbrio e assinale o que for correto.

I. $C\ (s) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons CO\ (g) + H_2\ (g)$ II. $H_2\ (g) + Br_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HBr\ (g)$

01) No sistema I, tem-se uma reação de equilíbrio químico heterogêneo.

02) Um aumento da pressão do sistema II não altera a condição de equilíbrio da reação.

04) Se um aumento da temperatura do sistema I desloca a reação no sentido de formação de CO e H_2, a reação no sentido direto é endotérmica.

08) Para deslocar o equilíbrio no sentido da produção de CO e H_2, podemos adicionar carvão ao sistema.

16) Devido a todos os componentes do sistema II serem gasosos, o K_p para essa reação é independente da temperatura.

6. (UFSJ) A equação química abaixo representa a dissociação do $PC\ell_5$.

$$PC\ell_5\ (g) \rightleftharpoons PC\ell_3\ (g) + C\ell_2\ (g)$$

Para deslocar o equilíbrio para a direita, deve-se:

a) adicionar um catalisador.

b) diminuir a pressão do sistema.

c) diminuir a concentração de $PC\ell_5$.

d) aumentar a concentração de $C\ell_2$.

7. (PUC-RJ) O NO pode ser produzido, numa certa temperatura, como indicado na equação termoquímica abaixo:

$$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g) \qquad \Delta H = -900\ kJ$$

Sobre a reação, é correto afirmar que:

a) ela é endotérmica na formação de NO e H_2O.

b) ela requer 900 kJ de energia na formação de 1 mol de NO.

c) em temperaturas mais baixas aumenta o rendimento da formação de NO e H_2O.

d) ao alcançar o equilíbrio, a expressão da constante de equilíbrio, em função das pressões parciais, será $K_p = \{[H_2O] \times [NO]\} / \{[O_2] \times [NH_3]\}$.

e) se trata de um equilíbrio heterogêneo.

8. (UFSJ-MG) O esmalte dos dentes é constituído por hidroxiapatita, substância que estabelece o seguinte equilíbrio químico na mucosa bucal:

$$Ca_5(PO_4)_3OH\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons 5\ Ca^{2+}\ (aq) + 3\ PO_4^{3-}\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Pessoas que ingerem suco de limão, íons cálcio e sacarose em demasia terão o equilíbrio acima deslocado, respectivamente,

a) para a direita, para a direita, inalterado.

b) para a esquerda, para a direita, para a direita.

c) para a direita, para a esquerda, inalterado.

d) para a esquerda, para a esquerda, para a esquerda.

9. (UFSC) A efervescência observada em comprimidos hidrossolúveis de vitamina C (ácido ascórbico) é provocada, principalmente, pela presença de bicarbonato de sódio. Quando dissolvido em água, uma fração dos íons bicarbonato reage para formar ácido carbônico (reação I), que se decompõe rapidamente para gerar CO_2 gasoso (reação II), que é pouco solúvel e liberado a partir da solução na forma de pequenas bolhas de gás. As reações são:

Reação I: $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

Reação II: $H_2CO_3 \rightleftharpoons H_2O + CO_2(g)$

Considerando as informações acima, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

01) Se o comprimido efervescente for dissolvido em meio ácido, haverá produção de maiores quantidades de ácido carbônico.

02) A efervescência será menos efetiva se o comprimido de vitamina C for dissolvido em água a 35 °C do que a 25 °C, já que em temperaturas maiores a solubilidade do CO_2 aumenta.

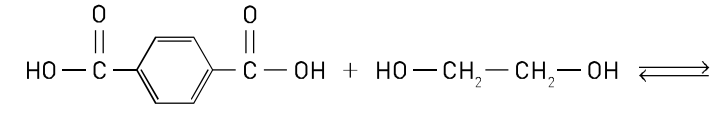
04) O ácido carbônico é um ácido forte, que se dissocia parcialmente em água e apresenta dois hidrogênios ionizáveis.

08) Na reação I, o íon bicarbonato atua como base conjugada do ácido carbônico, ao passo que a água atua como ácido conjugado do íon hidróxido.

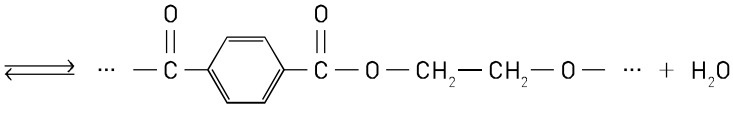
16) O íon bicarbonato possui caráter anfótero, pois pode se comportar como ácido ou base quando em solução aquosa.

32) A dissolução do comprimido efervescente em uma solução com pH maior que 8,0 favorecerá a dissociação do íon bicarbonato.

10. (UFSM-RS) O poliéster é um polímero sintético utilizado na confecção das roupas de bailarinos, pois esse material origina fibras de alta resistência à tração. Ele é obtido através da reação do ácido tereftálico com o etilenoglicol:



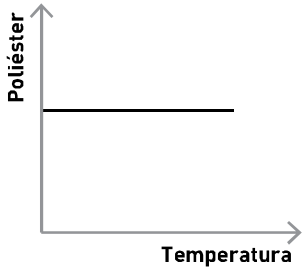
Ácido tereftálico — Etilenoglicol



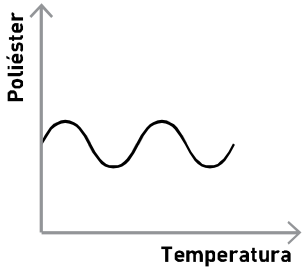
Poliéster — $\Delta H^0 = -10{,}9$ kJ/mol

Assinale a alternativa que representa, qualitativamente, a variação no equilíbrio da concentração do poliéster com a temperatura.

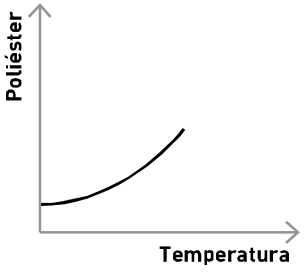
a)



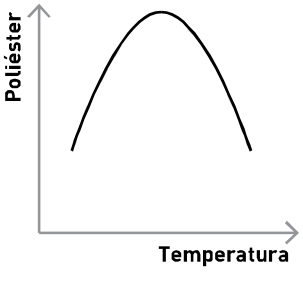
b)



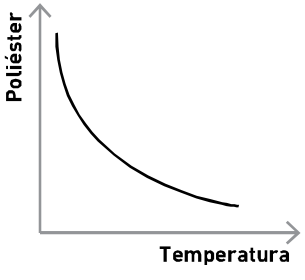
c)



d)



e)



11. (Espex-Aman) Considere a seguinte reação química em equilíbrio num sistema fechado a uma temperatura constante:

$$1\ H_2O\ (g) + 1\ C\ (s) + 31{,}4\ kcal \rightleftharpoons 1\ CO\ (g) + 1\ H_2\ (g)$$

A respeito dessa reação, são feitas as seguintes afirmações:

I. A reação direta trata-se de um processo exotérmico;
II. O denominador da expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração molar (K_c) é igual a $[H_2O] \cdot [C]$;
III. Se for adicionado mais monóxido de carbono (CO (g)) ao meio reacional, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, no sentido dos reagentes;
IV. O aumento na pressão total sobre esse sistema não provoca deslocamento de equilíbrio.

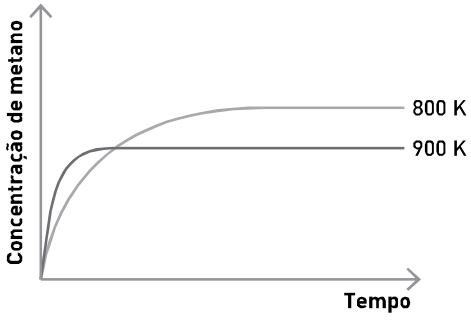
Das afirmações feitas, utilizando os dados acima, está(ão) correta(s):

a) todas. **b)** apenas I e II. **c)** apenas II e IV. **d)** apenas III. **e)** apenas IV.

12. (Ibmec-RJ) Num recipiente fechado, de volume constante, hidrogênio gasoso reage com excesso de carbono sólido, formando gás metano, como descrito na equação:

$$C\ (s) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_4\ (g)$$

Essa reação foi realizada em duas temperaturas, 800 e 900 K, e, em ambos os casos, a concentração de metano foi monitorada, desde o início do processo, até certo tempo após o equilíbrio ter sido atingido. O gráfico apresenta os resultados desse experimento.



Após as informações, foram feitas algumas considerações. Assinale a alternativa que indica considerações corretas:

I. A adição de mais carbono, após o sistema atingir o equilíbrio, favorece a formação de mais gás metano.
II. A reação de formação do metano é exotérmica.
III. O número de moléculas de metano formadas é o mesmo de moléculas de hidrogênio consumidas na reação.
IV. O resfriamento do sistema em equilíbrio de 900 K para 800 K provoca uma diminuição da concentração de metano.

a) I **b)** II **c)** I e II **d)** II e III **e)** III

13. (Fatec)

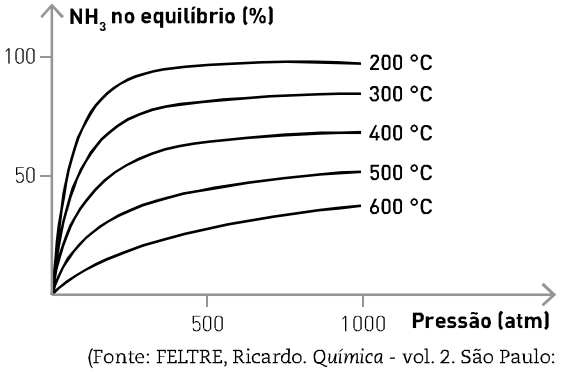
A produção de alimentos para a população mundial necessita de quantidades de fertilizantes em grande escala, sendo que muitos deles se podem obter a partir do amoníaco. Fritz Haber (1868-1934), na procura de soluções para a otimização do processo, descobre o efeito do ferro como catalisador, baixando a energia de ativação da reação.

Carl Bosch (1874-1940), engenheiro químico e colega de Haber, trabalhando nos limites da tecnologia no início do século XX, desenha o processo industrial catalítico de altas pressões e altas temperaturas, ainda hoje utilizado como único meio de produção de amoníaco e conhecido por processo de Haber-Bosch.

Controlar as condições que afetam os diferentes equilíbrios que constituem o processo de formação destes e de outros produtos, otimizando a sua rentabilidade, é um dos objetivos da Ciência/Química e da Tecnologia para o desenvolvimento da sociedade.

(Fonte: <nautilus.fis.uc.pt/spf/DTE/pdfs/fisica_quimica_a_11_homol.pdf>. Acesso em: 06.03.2014.)

Considere a reação de formação da amônia $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$ e o gráfico, que mostra a influência conjunta da pressão e da temperatura no seu rendimento.



(Fonte: FELTRE, Ricardo. *Química* - vol. 2. São Paulo: Editora Moderna, 2004.)

A análise do gráfico permite concluir, corretamente, que:

a) a reação de formação da amônia é endotérmica.
b) o rendimento da reação, a 300 atm, é maior a 600 °C.
c) a constante de equilíbrio (K_c) não depende da temperatura.
d) a constante de equilíbrio (K_c) é maior a 400 °C do que a 500 °C.
e) a reação de formação da amônia é favorecida pela diminuição da pressão.

14. (Udesc) Considere a seguinte reação química em equilíbrio:

$$\underset{\text{rosa}}{CO(H_2O)_6C\ell_2} + 2\ NaC\ell \rightleftharpoons \underset{\text{azul}}{Na_2COC\ell_4} + 6\ H_2O \qquad \Delta H > 0$$

Essa equação representa a reação química na qual se baseiam alguns objetos decorativos que indicam alteração no tempo, principalmente com relação a mudanças na umidade relativa do ar. A superfície do objeto é revestida com sais a base de cloreto de cobalto (II), que apresenta coloração azul.

Com relação a esse equilíbrio, assinale a alternativa correta.

a) A diminuição da temperatura, juntamente com o aumento da umidade, desloca o equilíbrio para a direita, tornando azul a superfície do objeto.

b) O aumento da umidade faz com que a concentração dos íons cloreto diminua, deslocando assim o equilíbrio para a direita.

c) O aumento da umidade do ar faz com que o equilíbrio se desloque para a esquerda, tornando rosa a cor do objeto.

d) A diminuição da temperatura, mantendo a umidade constante, torna o objeto azul.

e) O aumento da temperatura, mantendo a umidade constante, faz com que haja evaporação da água da superfície do objeto, tornando-o rosa.

15. (Cefet-MG) As reações reversíveis seguintes ocorrem dentro de um frasco de refrigerante fechado.

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

Ao abrir o frasco de refrigerante, o pH _____ , pois o equilíbrio é deslocado no sentido de _____.

Os termos que completam, corretamente, as lacunas da frase acima são

a) aumenta / consumir íons H^+.

b) aumenta / produzir íons bicarbonato.

c) diminui / elevar a concentração dos íons H^+.

d) diminui / aumentar a concentração de HCO_3^-.

e) diminui / diminuir a concentração de gás carbônico.

Observação: Maior concentração de $(H^+) \Rightarrow$ menor pH.

16. (PUC-RJ) Considere o equilíbrio químico abaixo:

$$H_2PO_4^-\,(aq) + NH_3\,(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}\,(aq) + NH_4^+\,(aq)$$

Cristais de cloreto de amônio são adicionados a uma solução aquosa contendo as espécies presentes no equilíbrio.

Após a dissolução total do sal e o restabelecimento de uma nova situação de equilíbrio, é correto afirmar, sobre as concentrações das espécies nesse novo equilíbrio, que:

a) elas não se alteraram, pois as concentrações são constantes.

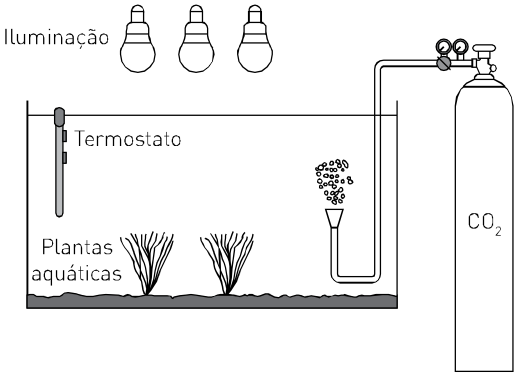
b) há um aumento da concentração de H_2PO^{4-}.

c) há diminuição da concentração de NH_3.

d) há um aumento da concentração de HPO_4^{2-}.

e) há diminuição da concentração de NH_4^+.

17. (UFPR) Muitas pessoas têm como *hobby* manter aquários plantados que retratam paisagens aquáticas de rios e lagos. Existem equipamentos e suprimentos específicos para esses aquários, sendo os mais comuns: lâmpadas que simulam o espectro solar, suprimento (borbulhador) de gás carbônico e termostatos. Na figura a seguir, está esquematizado um aquário desse tipo.



O equilíbrio que envolve o gás carbônico em água está descrito a seguir:

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^-\,(aq) + H^+\,(aq) \rightleftharpoons CO_3^{2-}\,(aq) + 2\,H^+\,(aq)$$

a) Nos períodos noturnos, quando as lâmpadas são desligadas, caso se mantenha o borbulhamento de gás carbônico, o que ocorrerá com o pH do aquário? Explique.

b) Em condições adequadas de luz e suprimento de gás carbônico, caso a temperatura se eleve em alguns °C, ocorrerá variação do pH? Caso ocorra, qual será a alteração?

Observação: Quanto maior a concentração de H^+, menor o pH.

18. (Udesc) Com relação às propriedades dos compostos pouco solúveis em equilíbrio com seus íons em solução aquosa, considere a seguinte reação:

$$CaCO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons Ca^{2+}\,(aq) + 2\,HCO_3^-\,(aq) \qquad K_{eq} = 2{,}13 \cdot 10^{-14}$$

Analise as proposições sobre o valor da constante de equilíbrio estimada e de todos os equilíbrios envolvidos.

I. É possível dissolver o carbonato de cálcio sólido borbulhando dióxido de carbono gasoso à solução, pois o valor da constante de equilíbrio torna o processo favorável.
II. Constantes de equilíbrio maiores que 1 tendem a favorecer a posição do equilíbrio para os produtos.
III. Não é possível a dissolução completa do carbonato de cálcio sólido pela passagem de gás carbônico gasoso pela solução, como sugerido pelo baixo valor da constante de equilíbrio para a reação.
IV. A adição de bicarbonato de sódio no sistema reacional vai causar um deslocamento do equilíbrio para a direita.
V. A adição de CO_2 (g) ao sistema vai causar mais precipitação de carbonato de cálcio.
VI. A remoção do dióxido de carbono dissolvido na solução vai aumentar a solubilidade do carbonato de cálcio.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas I e IV são verdadeiras.
b) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas II e V são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas III e V são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas II e VI são verdadeiras.

19. (UEM-PR) Considerando a reação expressa a seguir em meio aquoso, exotérmica no sentido da reação direta, e os dados de constante de equilíbrio (K_c) determinados em diferentes temperaturas, assinale o que for correto.

$$\underset{\text{rosa}}{A} + 2B \rightleftharpoons \underset{\text{azul}}{C} + 3D \quad \begin{cases} K_c(40\,^\circ C) = 0{,}1 \\ K_c(25\,^\circ C) = 1{,}0 \\ K_c(10\,^\circ C) = 10 \end{cases}$$

01) Se em um recipiente de 1,0 L, a 25 °C, forem adicionados 2 mol de A, 2 mol de B, 2 mol de C e 2 mol de D, a cor da solução deverá tender de rosa a azul até que o equilíbrio seja atingido com a coloração resultante azul.
02) Ao resfriar-se um recipiente contendo as espécies a 40 °C em equilíbrio, até uma temperatura de 10 °C, haverá um deslocamento do equilíbrio no sentido de produção dos compostos C e D.
04) Se a 10 °C a [C] = [A], no equilíbrio $[B] = \sqrt{[D]^3}$.
08) A 40 °C a solução é rosa, enquanto a 10 °C a solução é azul.
16) A 25 °C a solução é incolor.

20. (UFPR) O bicarbonato de sódio é um produto químico de grande importância. Ele possui diversas aplicações, sendo largamente utilizado como antiácido, para neutralizar a acidez estomacal, e como fermento químico, na produção de pães, bolos etc. Nos EUA, a produção industrial do bicarbonato de sódio utiliza o método de extração do mineral trona. Já no Brasil e em vários países da Europa, o bicarbonato de sódio é produzido industrialmente pelo processo Solvay, um dos poucos processos industriais não catalíticos. Esse processo consiste em duas etapas. Na primeira, a salmoura é saturada com amônia. Na segunda, injeta-se gás carbônico na salmoura saturada, o que provoca a precipitação do bicarbonato de sódio. As duas etapas podem ser descritas pelas duas equações a seguir:

- $NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$
  $\Delta H = -30{,}6\ kJ \cdot mol^{-1}$
- $CO_2\,(g) + OH^-\,(aq) + Na^+\,(aq) \rightleftharpoons NaHCO_3\,(s)$
  $\Delta H = -130\ kJ \cdot mol^{-1}$

Sobre essas etapas, responda:

a) Por que se adiciona amônia na primeira etapa do processo?
b) Utilizando as informações fornecidas e os conceitos do Princípio de Le Chatelier, que condições experimentais de temperatura e pressão favorecerão maior eficiência do processo nas duas etapas?

21. (FGV-SP) A produção de suínos gera uma quantidade muito grande e controlada de dejetos, que vem sendo empregada em bioconversores para geração de gás metano. O metano, por sua vez, pode ser utilizado para obtenção de gás H_2. Em uma reação denominada reforma, o metano reage com vapor-d'água na presença de um catalisador formando hidrogênio e dióxido de carbono de acordo com o equilíbrio:

$$CH_4\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftharpoons 3\,H_2\,(g) + CO_2\,(g) \qquad \Delta H^0 > 0.$$

O deslocamento do equilíbrio no sentido da formação do H_2 é favorecido por:

I. aumento da pressão; II. adição do catalisador; III. aumento da temperatura.

É correto apenas o que se afirma em:

a) I. **b)** I e II. **c)** II. **d)** II e III. **e)** III.

22. (IME-RJ) Dada a reação química abaixo, que ocorre na ausência de catalizadores,

$$H_2O\,(g) + C\,(s) + 31{,}4\ kcal \rightleftharpoons CO\,(g) + H_2\,(g)$$

pode-se afirmar que:

a) o denominador da expressão da constante de equilíbrio é $[H_2O] \cdot [C]$.
b) se for adicionado mais monóxido de carbono ao meio reacional, o equilíbrio se desloca para a direita.
c) o aumento da temperatura da reação favorece a formação dos produtos.
d) se fossem adicionados catalisadores, o equilíbrio iria se alterar tendo em vista uma maior formação de produtos.
e) o valor da constante de equilíbrio é independente da temperatura.

23. (UFSM-RS) A maçã é apreciada pelos cantores, pois ajuda na limpeza das cordas vocais. O aroma da maçã pode ser imitado adicionando-se acetato de etila, $CH_3COOCH_2CH_3$, aos alimentos. O acetato de etila pode ser obtido a partir da reação de esterificação:

$$CH_3COOH\ (aq) + HOCH_2CH_3\ (aq) \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3\ (aq) + H_2O\ (\ell)$$

Na temperatura de 25 °C, o valor da constante de equilíbrio, K_c, é 4,0. Marque verdadeira (V) ou falsa (F) nas seguintes afirmações:

( ) A adição de acetato de etila aumenta a K_c.

( ) A adição de um catalisador diminui a K_c.

( ) A adição de acetato de etila desloca o equilíbrio no sentido de formação dos reagentes.

( ) A adição de ácido acético não desloca o equilíbrio.

( ) A adição de ácido acético não altera a K_c.

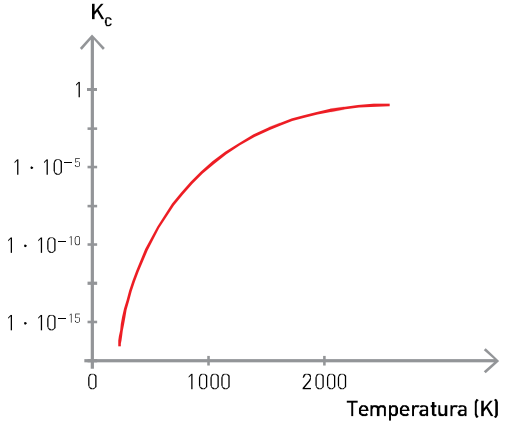
A sequência correta é:
a) F - F - V - F -V **b)** V - V - F - F -V **c)** F - V - V - V - F **d)** V - F - F - F - V **e)** F - V - F - V - F

24. (UFTM-MG) Uma forma de obter ferro metálico a partir do óxido de ferro (II) é a redução deste óxido com monóxido de carbono, reação representada na equação: $FeO\ (s) + CO\ (g) \rightleftharpoons Fe\ (s) + CO_2\ (g)$ $\quad \Delta H^0 > 0$

a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio (K_c) da reação apresentada. Como varia essa constante em função da temperatura? Justifique.
b) De que forma a adição de FeO e o aumento de pressão interferem no equilíbrio representado? Justifique.

25. (Unifesp) O monóxido de nitrogênio é um dos poluentes atmosféricos lançados no ar pelos veículos com motores mal regulados. No cilindro de um motor de explosão interna de alta compressão, a temperatura durante a combustão do combustível com excesso de ar é da ordem de 2.400 K, e os gases de descarga estão ao redor de 1200 K. O gráfico representa a variação da constante de equilíbrio (escala logarítmica) em função da temperatura, para a reação de formação do NO, dada por:

$$\frac{1}{2}\ N_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightleftharpoons NO\ (g)$$



Considere as seguintes afirmações:
I. Um catalisador adequado deslocará o equilíbrio da reação no sentido da conversão do NO em N_2 e O_2.
II. O aumento da pressão favorece a formação do NO.
III. A 2400 K há maior quantidade de NO do que a 1200 K.
IV. A reação de formação do NO é endotérmica.

São corretas as afirmações contidas somente em:
a) I, II e III. **b)** II, III e IV. **c)** I e III. **d)** II e IV. **e)** III e IV.

26. (Unifesp) Sob condições experimentais adequadas, o gás metano pode ser convertido nos gases etano e hidrogênio:

$$2\ CH_4\ (g) \rightleftharpoons C_2H_6\ (g) + H_2\ (g)$$

Para essa reação, a dependência da constante de equilíbrio com a temperatura é dada na tabela.

Temperatura (K)	Constante de equilíbrio
298	$9 \cdot 10^{-13}$
400	$8 \cdot 10^{-10}$
600	$6 \cdot 10^{-7}$

a) A reação de conversão do gás metano para etano é uma reação endotérmica? No sistema em equilíbrio, a concentração de gás metano pode ser aumentada se houver um aumento de temperatura? Justifique suas respostas.
b) No sistema em equilíbrio, qual deve ser o efeito na concentração do gás hidrogênio quando, separadamente, se adiciona um catalisador e quando há um aumento de pressão? Justifique suas respostas.

QUÍMICA: UMA CIÊNCIA DA NATUREZA

O equilíbrio é mesmo necessário?

Em nosso cotidiano, é muito comum ouvirmos que é necessário ter equilíbrio em tudo. Essa recomendação surge, por exemplo, em programas de televisão, principalmente aqueles relacionados a autoajuda, saúde, dietas etc.

Na área esportiva, comentaristas falam que é preciso equilíbrio entre o ataque e a defesa nos times de futebol, senão a equipe pode ficar vulnerável durante as partidas que disputa.

Os economistas, por sua vez, afirmam que o equilíbrio entre receitas e despesas no orçamento do governo é fundamental para a estabilidade econômica. Já os políticos pregam o equilíbrio de forças militares entre países vizinhos para que não ocorram guerras.

Mas é realmente necessário que haja equilíbrio em tudo na natureza?

O conceito de equilíbrio está relacionado ao fato de um objeto (ou sistema) se manter constante, inalterado. Ou seja, seus parâmetros físicos não mudam com o tempo, não evoluem.

[...]

Estudar objetos da natureza em condições próximas à de equilíbrio é mais fácil do que quando eles não estão nessa situação.

Da mesma maneira, é mais fácil entender o comportamento das pessoas quando elas estão física e emocionalmente equilibradas. Lidar com mudanças bruscas de comportamento é mais difícil, assim como prever as propriedades dos sistemas quando eles saem bruscamente do equilíbrio.

Mas a ocorrência de desequilíbrios é a responsável pela modificação dos sistemas. E justamente quando isso acontece é que as coisas podem se tornar interessantes.

Desequilíbrio vital

Thinkstock/Getty Images

As plantas usam a luz do Sol como fonte direta de energia. Se não houver troca de energia, os organismos não funcionam.

A vida na Terra deve ter surgido há cerca de 4 bilhões de anos. Por meio de algum processo do qual ainda não temos absoluta certeza, uma certa molécula aprendeu a fazer cópias de si mesma, ou seja, permitiu que as configurações nela existentes pudessem ser duplicadas. Assim, as informações dessa molécula foram propagadas com o passar do tempo.

Se isso ocorresse sempre da mesma maneira, não haveria nada de novo e essa molécula não evoluiria. Entretanto, devido a mudanças e desequilíbrios do ambiente, essa molécula se aprimorou ao longo do tempo e permitiu a formação de estruturas mais complexas. Esse processo levou ao aparecimento das primeiras bactérias e, passados bilhões de anos, resultou em formas de vida tão complexas como nós.

Todas as formas de vida somente sobrevivem devido ao constante recebimento de energia do meio exterior. Desde seres mais simples – como as plantas, que utilizam a luz do Sol como fonte direta de energia – aos mais complexos – como os humanos, que necessitam ingerir alimentos mais elaborados –, se não houver troca de energia, os organismos não funcionam.

[...]

Como a temperatura do nosso corpo normalmente é maior que a do ambiente, há um fluxo de calor do nosso corpo para o ambiente. Se fosse o contrário, o nosso organismo não funcionaria. Por isso, o nosso corpo desenvolveu mecanismos mais sofisticados para poder controlar sua temperatura, permitindo que o calor saia do corpo em dias muito quentes. Um desses mecanismos é o suor, que, ao evaporar, ajuda a fazer a troca de calor com o ambiente.

A física e o equilíbrio

O desequilíbrio é essencial para modificar qualquer parâmetro físico de um sistema na natureza. Por exemplo: um barco no meio de um lago onde não existe qualquer brisa ou movimento na água permanece parado. Embora esteja em contato com um grande reservatório térmico (o lago), o barco não consegue absorver a energia térmica contida na água, para que, de alguma forma, ela seja usada para movimentá-lo, pois o barco está em equilíbrio térmico com o lago.

Para que ocorra movimento, é necessário quebrar esse equilíbrio. Por isso, o motor do barco transforma a energia química contida nas ligações entre as moléculas de combustível em calor. Essa energia térmica é liberada no interior dos pistões do motor, que empurram as turbinas e, assim, impulsionam o barco, realizando o que chamamos de trabalho (energia transferida pela força usada para movimentar o barco durante o seu deslocamento). Uma parte da energia produzida é transferida para o lago, aquecendo-o levemente.

Design Pics/Diomedia

"Um barco no meio de um lago onde não existe qualquer brisa ou movimento na água permanece parado". Para que o barco se movimente, é preciso quebrar as condições de equilíbrio existentes entre ele e o lago.

[...]

Embora a procura pelo equilíbrio seja algo importante em nossa vida, são os desequilíbrios que promovem as transformações, seja nos processos físicos, seja em nosso cotidiano. No caso dos processos físicos, essas mudanças seguem leis naturais. Quanto a nós, temos a capacidade de escolher os caminhos que queremos tomar. Mas, se tudo no universo estivesse em equilíbrio, não estaríamos nem aqui para pensar sobre essas questões.

Fonte: Oliveira, A. O equilíbrio é mesmo necessário? Disponível em: <http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/fisica-sem-misterio/o-equilibrio-e-mesmo-necessario>. Acesso em: 3 abr. 2014.

Reflita sobre o texto

1. O texto trata dos conceitos de equilíbrio e desequilíbrio a partir de vários pontos de vista: biológico, físico e até "existencial". Pense em outros exemplos, de qualquer área do conhecimento, em que a quebra do equilíbrio é importante.
2. Releia o parágrafo final do texto e discuta com seus colegas: vocês concordam com as afirmações do autor? Por quê?

UNIDADE

8 Equilíbrio iônico

Os compostos iônicos, orgânicos ou inorgânicos, liberados no esgoto pelas atividades humanas domésticas, industriais ou agrícolas podem prejudicar a qualidade da água dos mananciais. Há, no entanto, maneiras de identificá-los e removê-los, combinando-os com outros íons. Propriedades como potabilidade e dureza da água dependem da presença e da quantidade de certas espécies.

Se pudéssemos purificar completamente a água, não encontraríamos moléculas de H_2O como únicas espécies presentes. Verificaríamos que a água sofre autoionização e entra em equilíbrio com seus íons. E, como todo equilíbrio, pode ser eventualmente alterado por fatores como a presença de íons externos.

É particularmente importante conhecer a concentração dos íons da água nas soluções, porque o excesso relativo de um deles implica o caráter ácido ou básico da solução. Damos o nome de pH à medida indireta de tais concentrações. Há substâncias cuja coloração varia de acordo com a faixa de pH: essa é uma maneira de sabermos, qualitativamente, se uma solução é ácida ou básica.

O pH e o conhecimento das espécies em equilíbrio regem uma grande quantidade de processos, como a estabilização do solo, da água do mar e da maioria dos processos bioquímicos de manutenção da vida.

E mais: combinando adequadamente duas substâncias, podemos controlar o pH de uma solução, mantendo-o constante dentro de certos limites. São essas associações que mantêm, por exemplo, o pH do sangue entre 7,3 e 7,5. Essa constância é tão importante que um dos primeiros distúrbios verificados em pessoas com ferimentos graves é a alteração desse limite.

Martyn F. Chillmaid/SPL/LatinStock

Indicadores são substâncias que apresentam cores diferentes em função do pH da solução testada.

Ideias iniciais

- Releia o texto acima com seus colegas e faça duas listas: uma dos termos e conceitos que vocês já conhecem de seus estudos em Química, e outra dos que vocês ainda não conhecem. Alguns deles serão retomados (ou expostos pela primeira vez) nesta unidade. No fim dela, voltem às listas de vocês para avaliar o que já aprenderam.

Constante de ionização (K_i)

29 CAPÍTULO

Na Unidade 7 você estudou os equilíbrios químicos. Agora, estudará o equilíbrio químico que envolve a participação de íons, ou equilíbrio iônico. Antes, porém, é importante retomarmos alguns conceitos de Química que você viu no 1º ano.

A primeira conceituação de ácido e de base foi dada por Svante Arrhenius (1859-1927), que, em 1887, a partir de seus estudos, assim os definiu:

- **Ácidos**: substâncias que, em solução aquosa, se rompem e liberam o íon H^+ como único tipo de cátion.
- **Bases**: substâncias que, em solução aquosa, se dissociam e liberam o íon OH^- como único tipo de ânion.

Na verdade, as soluções aquosas de ácidos e bases são consideradas equilíbrios.

Vamos inicialmente estudar o comportamento dos ácidos.

> *A conceituação de Arrhenius para ácidos e bases foi revista e complementada em 1923, de modo independente, por Johannes N. Brönsted (1879-1947) e Thomas M. Lowry (1874-1936), em sua Teoria Brönsted-Lowry: "Ácido é a espécie química que doa prótons; base, a espécie química que recebe prótons". No mesmo ano, Gilbert Lewis (1875-1946) deu um passo além: "Ácido é um receptor de um par de elétrons; base é um doador de um par de elétrons". Nesta unidade, vamos nos ater ao conceito de Arrhenius.*

CONSTANTE DE IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS (K_a)

Considere um ácido genérico HA, cujo equilíbrio em solução aquosa pode ser representado de duas maneiras:

$$HA\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + A^-\ (aq)$$

$$HA\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + A^-\ (aq)$$

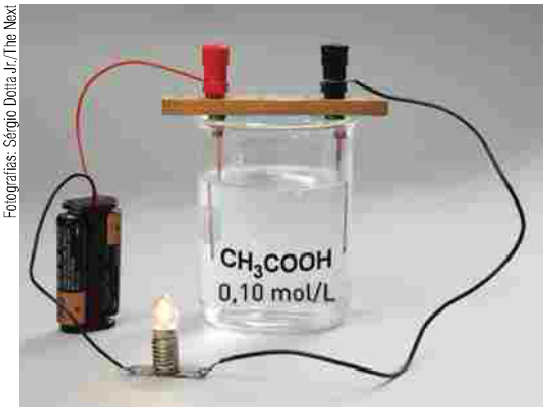
Para entendermos essas ionizações, vamos preparar duas soluções aquosas diluídas de ácidos diferentes com a mesma concentração em mol/L a uma mesma temperatura.

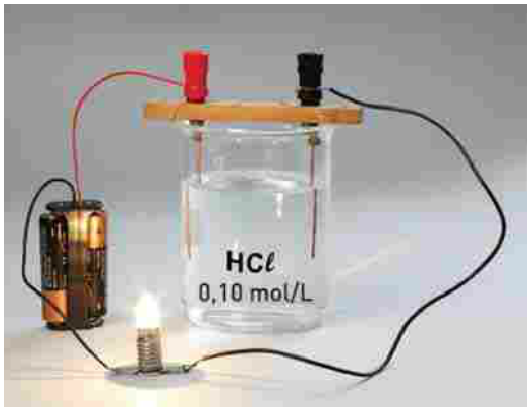
Visualmente não conseguimos notar nenhuma diferença entre elas.

No entanto, com a utilização de uma aparelhagem simples, podemos perceber que elas apresentam uma condutibilidade elétrica diferente.

Solução de ácido clorídrico ($HC\ell$) e de ácido acético (CH_3COOH) de mesma concentração.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./The Next





A intensidade do brilho da lâmpada indica a condutibilidade elétrica da solução.

Quanto mais intenso o brilho da lâmpada, maior a concentração de íons presentes e maior a condutibilidade elétrica da solução. Podemos concluir, então, que o ácido clorídrico ($HC\ell$) está mais ionizado do que o ácido acético (H_3CCOOH). Os equilíbrios existentes nas duas soluções ácidas podem ser representados simplificadamente por:

$$HC\ell\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$
$$H_3CCOOH\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + H_3CCOO^-\ (aq)$$

Podemos relacionar o teste de condutibilidade elétrica das soluções ácidas com o seu grau de ionização (α).

$$\alpha = \frac{\text{nº de mol ionizado}}{\text{nº de mol inicial}}$$

Assim, podemos concluir que o grau de ionização do $HC\ell$ é maior do que o do ácido acético em soluções de mesma concentração e na mesma temperatura.

É possível estabelecer uma relação entre os resultados dos testes de condutibilidade e as constantes de equilíbrio, que neste caso são chamadas de **constante de ionização** e, **para os ácidos**, são representadas por $\mathbf{K_a}$.

$$HC\ell\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq) \qquad K_a = \frac{[H^+] \cdot [C\ell^-]}{[HC\ell]}$$

$$H_3CCOOH\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + H_3CCOO^-(aq) \qquad K_a = \frac{[H^+] \cdot [H_3CCOO^-]}{[H_3CCOOH]}$$

Generalizando, pela expressão podemos perceber que quanto maior a concentração em mol/L de íons, maior será o valor de K_a.

Como descrito no experimento, o brilho da lâmpada na solução aquosa de $HC\ell$ é mais intenso, pois a maior concentração de íons nos permite concluir que sua constante de ionização é maior do que a do ácido acético.

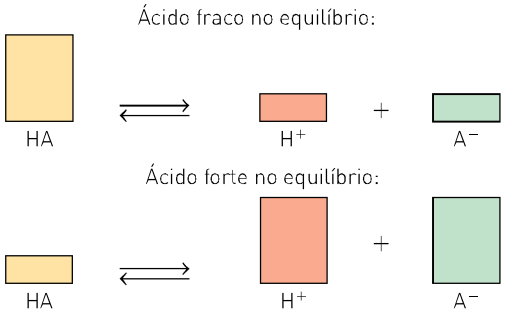
$$\frac{[H^+] \cdot [C\ell^-]}{[HC\ell]} > \frac{[H^+] \cdot [H_3CCOO^-]}{[H_3CCOOH]}$$

Com o conhecimento das constantes de ionização dos ácidos (K_a), podemos comparar suas forças para soluções de mesma concentração em mol/L e na mesma temperatura. Assim, o ácido mais ionizado (maior α) e, portanto, mais forte é o que apresenta a maior constante de ionização.

Generalizando:

> Quanto maior for o valor da constante de ionização, mais ionizado estará o ácido (α maior), portanto, maior será sua força.

A ilustração ao lado mostra, esquematicamente, o comportamento de um ácido fraco e de um ácido forte, de mesma concentração em mol/L e à mesma temperatura.



O ácido fraco está pouco ionizado, originando, no equilíbrio, uma pequena concentração de íons e uma grande quantidade de moléculas do ácido não ionizado. Por isso, ele é um eletrólito fraco e sua constante de ionização é pequena.

Já o ácido forte está muito ionizado e quase a totalidade de suas moléculas se transforma em íons. Por isso, ele é um eletrólito forte e sua constante de ionização é elevada.

Para um ácido qualquer (HA), generalizando, temos:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \qquad K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Quanto maior é o valor de K_a, maior é a sua força e maior é $[H^+]$.

Os valores das constantes de ionização de muitos ácidos já foram determinados experimentalmente e encontram-se tabelados à mesma concentração e temperatura. Por meio dos valores tabelados podemos comparar a força desses ácidos. Observe a tabela.

No caso de um ácido com mais de um hidrogênio ionizável – por exemplo, o ácido sulfídrico (H_2S) –, a ionização ocorrerá em duas etapas:

- 1ª etapa: $H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$
- 2ª etapa: $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$

Com isso, teremos duas constantes de ionização:

- 1ª ionização: $K_1 = \dfrac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]}$
- 2ª ionização: $K_2 = \dfrac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]}$

Constante de ionização dos ácidos (K_a) em solução aquosa a 25 °C

Ácido clorídrico	$HC\ell \rightleftharpoons H^+ + C\ell^-$	muito forte
Ácido sulfúrico	$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$ $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$	muito forte $1{,}2 \cdot 10^{-2}$ (*)
Ácido fosfórico	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$ $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$ $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$ $6{,}2 \cdot 10^{-8}$ (*) $4{,}4 \cdot 10^{-13}$ (*)
Ácido carbônico	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$ $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$4{,}3 \cdot 10^{-7}$ $5{,}6 \cdot 10^{-11}$ (*)
Ácido sulfídrico	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$ $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$1{,}1 \cdot 10^{-7}$ $1{,}0 \cdot 10^{-19}$ (*)
Ácido cianídrico	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$6{,}2 \cdot 10^{-10}$
Valores de K_a	10^{-7} 10^{-2} 10^{3}	
Classificação	muito fraco — fraco — forte — muito forte	

(*) Os valores destacados são os obtidos na 2ª ou 3ª etapa de ionização dos poliácidos.

Experimentalmente, podemos determinar também os valores dessas constantes:

$$K_1 = 1{,}1 \cdot 10^{-7} \qquad K_2 = 1{,}0 \cdot 10^{-19}$$

Note que o valor de K_1 é muito maior que o valor de K_2. Isso permite concluir que a primeira ionização ocorre mais facilmente do que a segunda, pois, na primeira, o íon H^+ se desprende da espécie eletricamente neutra (H_2S). Na segunda ionização, o íon H^+ deve desprender-se de uma espécie com carga negativa (HS^-), que naturalmente tende a atrair H^+, o que dificulta sua ionização.

Isso é verificado para todos os ácidos que apresentam mais de um hidrogênio ionizável. Assim, devemos considerar que a concentração de íons H^+ presentes na solução aquosa de um poliácido é proveniente de sua 1ª ionização.

Para poliácidos, generalizando, temos:

$$K_1 >>> K_2 >>> (...)$$

pK_a e K_a

A relação entre pK_a e K_a é dada pela expressão:

$$pK_a = -\log K_a$$

Vamos considerar três ácidos:

- $HC\ell O_3$ (ácido clórico): $K_a = 10^{-1}$
- $HC\ell O_2$ (ácido cloroso): $K_a = 10^{-2}$
- HF (ácido fluorídrico): $K_a = 10^{-3}$

Analisando as constantes na mesma temperatura, podemos concluir que:

- $HC\ell O_3$ é o mais forte ⇒ maior K_a
- HF é o mais fraco ⇒ menor K_a

Se analisarmos os valores de pK_a, teremos:

- $HC\ell O_3$ $\quad K_a = 10^{-1}$ $\quad pK_a = 1$
- $HC\ell O_2$ $\quad K_a = 10^{-2}$ $\quad pK_a = 2$
- HF $\quad K_a = 10^{-3}$ $\quad pK_a = 3$

Assim, podemos concluir que quanto maior o valor de pK_a, mais fraco é o ácido.

K_a maior = pK_a menor $\Rightarrow$ o ácido mais forte

CONSTANTE DE IONIZAÇÃO DE BASES (K_b)

Assim como definimos a constante de ionização para ácidos (K_a), também podemos definir a constante de dissociação, ou ionização, para as bases: K_b.

Veja o exemplo:

$$NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \qquad K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

A 25 °C, a K_b para a amônia é igual a $1{,}8 \cdot 10^{-5}$, o que nos permite concluir que essa é uma base fraca.

Note que a concentração da água, por ser uma constante, não aparece na expressão de K_b.

$$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^- \qquad K_b = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]}$$

Para uma base qualquer (BOH), generalizando, temos:

Quanto maior é o valor de K_b, maior é a sua força e maior é a $[OH^-]$.

LEI DE DILUIÇÃO DE OSTWALD

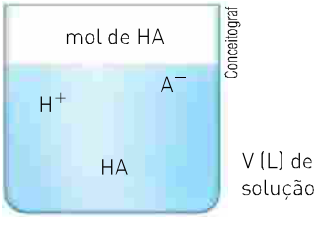
No final do século XIX, Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), químico de origem russo-germânica, deduziu pela primeira vez uma expressão matemática relacionando a constante de ionização, a concentração em mol/L e o grau de ionização para monoácidos e monobases.

Para compreendermos a expressão proposta por Ostwald, vamos elaborar o seguinte raciocínio: ao adicionarmos um ácido à água, podemos relacionar o número de mol adicionado com o número de mol ionizado.

$$\alpha = \frac{\text{nº de mol ionizado}}{\text{nº de mol inicial } (n)}$$

nº de mol ionizado = $\alpha \cdot n$

	HA $\rightleftharpoons$	H^+ +	A^-
Início	n mol	0	0
Proporção	gasta $\alpha \cdot n$	forma $\alpha \cdot n$	forma $\alpha \cdot n$
Equilíbrio	$n - \alpha \cdot n$	$\alpha \cdot n$	$\alpha \cdot n$



Assim, no equilíbrio temos:

$HA = n - \alpha n$ ou $n(1 - \alpha)$ mol
$H^+ = \alpha n$ mol
$A^- = \alpha n$ mol

Logo, suas concentrações em mol/L são:

$$[HA] = \frac{n(1-\alpha)}{V} \text{ mol/L} \qquad [H^+] = \frac{\alpha \cdot n}{V} \text{ mol/L} \qquad [A^-] = \frac{\alpha \cdot n}{V} \text{ mol/L}$$

Usando esses valores, vamos determinar o valor de K_i:

$$K_i = \frac{[H^+]\cdot[A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha \cdot n}{V} \cdot \frac{\alpha \cdot n}{V}}{\frac{n \cdot (1-\alpha)}{V}} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \frac{n}{V} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M}$$

Quando trabalhamos com monoácidos ou monobases fracas, com $\alpha \leq 5\%$, esse valor é muito pequeno em relação a 1. Portanto, o valor $(1 - \alpha)$ pode ser considerado aproximadamente igual a 1.

Assim, para monoácidos e monobases fracas, a Lei de Ostwald pode ser expressa por:

$$K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$$

em que:

- o símbolo K_i é utilizado para indicar K_a e K_b;
- como toda constante de equilíbrio, K_i (K_a ou K_b) só se altera com a variação de temperatura;
- se provocarmos uma diluição, diminuiremos a concentração em mol/L da solução. Com isso, o ácido ou a base sofrerão uma maior ionização, ou seja, seus graus de ionização (α) aumentarão:

$$\underbrace{K_i}_{\text{constante}} = \underbrace{\alpha^{2\uparrow}}_{\substack{\text{o grau de ionização} \\ \text{aumenta}}} \cdot \underbrace{\mathcal{M}\downarrow}_{\substack{\text{na diluição a concentração} \\ \text{em mol/L diminui}}}$$

Exercícios resolvidos

1. O ácido acetilsalicílico, que representaremos por HAS, é um ácido orgânico fraco, cuja fórmula será representada por HAS. Uma solução aquosa é preparada dissolvendo-se 0,1 mol de HAS por litro. A concentração de H^+ nessa solução é igual a 0,0057 mol/L. Calcule K_a para o HAS.

Solução

Inicialmente, devemos escrever a expressão da K_a, para o equilíbrio:

$$HAS\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + AS^-\ (aq)$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [AS^-\ (aq)]}{[HAS]}$$

Na ionização desse ácido, para cada íon H^+ produzido, também se forma um íon AS^-, suas concentrações são iguais e apresentam o valor igual a 0,0057 mol/L. A concentração do HAS no equilíbrio é praticamente igual a sua concentração inicial, por ser um ácido fraco, e apresenta valor igual a 0,1 mol/L. Substituindo os valores na expressão de K_a, temos:

$$K_a = \frac{(0{,}0057) \cdot (0{,}0057)}{(0{,}1)} \Rightarrow K_a = 3{,}2 \cdot 10^{-4}$$

Outra maneira de resolver é utilizar a Lei de Ostwald para ácidos fracos, expressa por:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$$

A concentração molar ($\mathcal{M}$) é conhecida (0,1 mol/L) e o grau de ionização (α) pode ser calculado por:

$$[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}, \text{ em que } [H^+] = 0{,}0057 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{\mathcal{M}} \Rightarrow \alpha = \frac{0{,}057}{0{,}1} \Rightarrow \alpha = 5{,}7 \cdot 10^{-2}$$

Substituindo os valores na expressão, temos:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$$
$$K_a = (5{,}7 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0{,}1 \Rightarrow K_a = 3{,}2 \cdot 10^{-4}$$

2. Um ácido HX apresenta uma constante de ionização igual a 10^{-6}, a 25 °C. Calcule o grau de ionização desse ácido em uma solução 0,01 mol/L a 25 °C.

Solução

Como o HX é um ácido fraco, podemos calcular seu grau de ionização (α) usando a expressão:

$$K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}, \text{ em que } \begin{cases} K_i = 10^{-6} \\ \mathcal{M} = 0{,}01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\alpha^2 = \frac{Ki}{\mathcal{M}} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{10^{-6}}{10^{-2}}} \Rightarrow \alpha = 10^{-2} \Rightarrow \alpha = 0{,}01 \Rightarrow$$
$$\Rightarrow \alpha = 1\%$$

3. (Unicamp-SP) Antes das provas de 100 e 200 metros rasos, viu-se, como prática comum, os competidores respirarem rápida e profundamente (hiperventilação) por cerca de meio minuto. Essa prática leva a uma remoção mais efetiva do gás carbônico dos pulmões imediatamente antes da corrida e ajuda a aliviar as tensões da prova. Fisiologicamente, isso faz o valor do pH sanguíneo se alterar, podendo chegar a valores de até 7,6.

a) Mostre com uma equação química e explique como a hiperventilação faz o valor do pH sanguíneo se alterar.

b) Durante esse tipo de corrida, os músculos do competidor produzem uma grande quantidade de ácido lático, $CH_3CH(OH)COOH$, que é transferido para o plasma sanguíneo. Qual é a fórmula da espécie química predominante no equilíbrio ácido-base dessa substância no plasma, ao término da corrida? Justifique com cálculos.

Dados: K_a do ácido lático $= 1{,}4 \cdot 10^{-4}$. Considerar a concentração de $H^+ = 5{,}6 \cdot 10^{-8}$ mol $\cdot$ L^{-1} no plasma.

Solução

a) O gás carbônico, ao se dissolver no sangue, origina um equilíbrio que pode ser representado pela seguinte equação:

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

A hiperventilação faz com que o CO_2 seja removido, o que desloca o equilíbrio acima para a esquerda, diminuindo a concentração do íon H^+ e aumentando o pH sanguíneo.

b) No plasma, temos:

$$CH_3CH(OH)COOH\,(aq) \rightleftharpoons CH_3CH(OH)COO^-\,(aq) + H^+\,(aq)$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$

$$1{,}4 \cdot 10^{-4} = \frac{5{,}6 \cdot 10^{-8} \cdot [CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$

$$\frac{1{,}4 \cdot 10^{-4}}{5{,}6 \cdot 10^{-8}} = \frac{[CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$

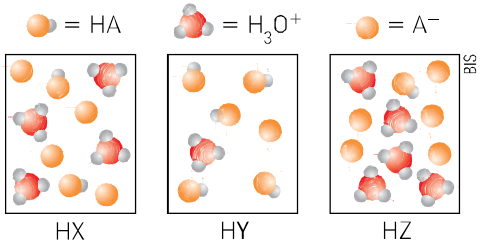
$$\frac{1}{4} \cdot 10^4 = \frac{[CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]}, \text{ ou seja:}$$

No plasma, para uma concentração de H^+ igual a $5{,}6 \cdot 10^{-8}$ mol $\cdot$ L^{-1}, a espécie química predominante será o íon lactato, $CH_3CH(OH)COO^-$.

Exercícios fundamentais

As ilustrações ao lado representam três soluções aquosas (a água foi omitida, para maior clareza) de três ácidos monopróticos, HX, HY e HZ, e suas ionizações podem ser representadas genericamente por:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$



Ilustrações fora de escala e em cores-fantasia.

Considere essas informações e responda às questões de **1** a **4**.

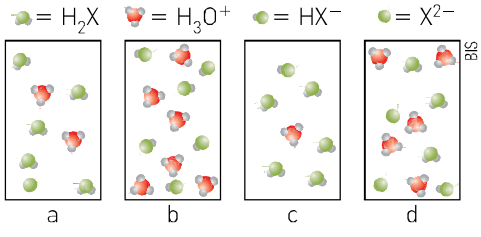
1. Qual das soluções apresenta maior condutibilidade elétrica?

2. Indique a ordem crescente de K_a para os três ácidos.

3. Qual deles pode ser considerado um ácido forte?

4. Em qual solução a concentração de H_3O^+ é maior?

5. Observe as reações de ionização ao lado e responda: qual das ilustrações mais bem representa uma solução aquosa de ácido fraco diprótico (H_2X)? (As moléculas de água foram omitidas para facilitar a visualização. Ilustrações fora de escala e em cores-fantasia.)



$$H_2X + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HX^- \qquad K_1$$

$$HX^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + X^{2-} \qquad K_2$$

6. A respeito dos ácidos do quadro ao lado:

a) equacione as suas ionizações;

b) escreva as expressões de suas constantes de ionização;

c) coloque-as em ordem crescente de força;

d) identifique qual apresenta o maior pKa.

Ácido	Constante de ionização
HNO_2	$4{,}0 \cdot 10^{-4}$
H_3CCOOH	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
HCN	$7{,}0 \cdot 10^{-10}$
HF	$7{,}2 \cdot 10^{-4}$

Testando seu conhecimento

1. (Udesc) O grau de ionização (α) indica a porcentagem das moléculas dissolvidas na água que sofreram ionização, sendo que a constante de ionização K_a indica se um ácido é forte, moderado ou fraco.

Partindo desses pressupostos, escolha a alternativa abaixo que apresenta a ordem crescente de ionização dos ácidos HCN ($K_a = 6{,}1 \cdot 10^{-10}$), HF ($K_a = 6{,}3 \cdot 10^{-4}$), CH_3COOH ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) e $HC\ell O_4$ ($K_a = 39{,}8$):

a) $HCN > CH_3COOH > HF > HC\ell O_4$

b) $HC\ell O_4 > CH_3COOH > HF > HCN$

c) $HF > CH_3COOH > HC\ell O_4 > HCN$

d) $HCN > HC\ell O_4 > HF > CH_3COOH$

e) $HC\ell O_4 > HF > CH_3COOH > HCN$

2. (Uepa) Os halogênios pertencem a uma classe de elementos com acentuada reatividade química, presentes na composição química de muitos ácidos, dentre os quais o $HC\ell$, o HF, o HI e o HBr. Tomando como base os dados fornecidos para esses compostos no quadro a seguir, é correto afirmar que:

a) O ácido iodídrico é o que apresenta menor ionização.

b) A ordem de acidez apresentada para essas substâncias é $HC\ell > HF > HI > HBr$.

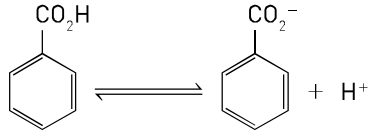
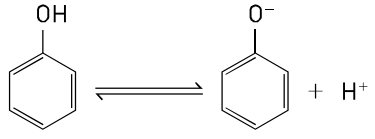
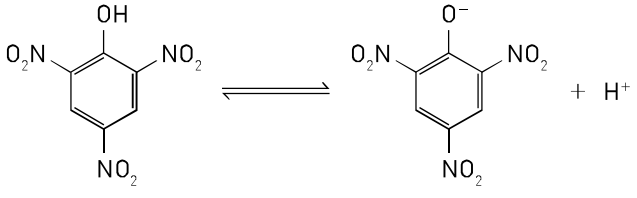
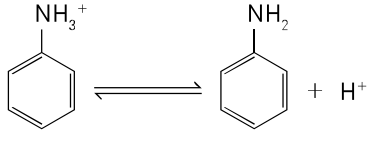
c) O HI em meio aquoso é o ácido de maior condutibilidade elétrica.

d) A substância com maior capacidade de liberar H_3O^+ é o HBr.

e) O $HC\ell$, ao sofrer ionização, apresenta mais espécies não ionizadas.

Reação de ionização em meio aquoso	Constante de ionização (a 25 °C)
$HF\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + F^-\ (aq)$	$\cong 6{,}0 \cdot 10^{-4}$
$HC\ell\ (g) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$	$\cong 1{,}0 \cdot 10^{7}$
$HBr\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + Br^-\ (aq)$	$\cong 1{,}0 \cdot 10^{9}$
$HI\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + I^-\ (aq)$	$\cong 3{,}0 \cdot 10^{9}$

3. (Unioeste-PR) Na tabela abaixo são dadas as reações de ionização e os respectivos valores de pK_a para alguns compostos aromáticos.

	Reação	pK_a
I.		4,19
II.		9,89
III.		0,38
IV.		4,58

Fonte: Solomons & Fryhle, *Química Orgânica*, vols. 1 e 2, 7ª edição. LTC.

Os compostos que apresentam a maior e a menor acidez são, respectivamente,

a) I e III.
b) II e III.
c) IV e I.
d) III e II.
e) III e IV.

4. (Cefet-PR) A constante de ionização do ácido acético, a 25 °C, numa solução $2 \cdot 10^{-2}$ molar, sabendo que nessas condições o seu grau de ionização é 30%, é:

a) $2,5 \cdot 10^{-3}$
b) $3,7 \cdot 10^{-2}$
c) $1,4 \cdot 10^{-3}$
d) $3,2 \cdot 10^{-4}$
e) $3,1 \cdot 10^{-1}$

5. Considere as duas soluções aquosas do ácido HA, cujo valor da constante de ionização é igual a $1,6 \cdot 10^{-7}$, a 20 °C:

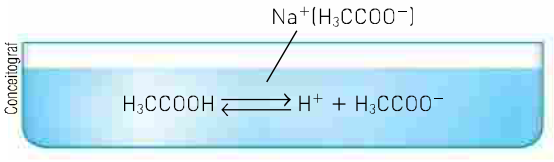
a) solução 0,01 mol/L a 20 °C;
b) solução 0,0001 mol/L a 20 °C.

Determine o grau de ionização do ácido em ambas as soluções.

6. (UFRGS-RS) Há uma relação de dependência entre grau de dissociação e constante de ionização. Assim sendo, pode-se prever que a diluição de uma solução aquosa concentrada de NH_4OH conduzirá ao seguinte comportamento daquelas quantidades, desde que se mantenha constante a temperatura:

	Grau de dissociação	Constante de ionização
a)	permanece constante	aumenta
b)	diminui	aumenta
c)	diminui	diminui
d)	aumenta	diminui
e)	aumenta	permanece constante

A representação seguinte é de uma solução aquosa de ácido acético à qual foi adicionado acetato de sódio:



Responda às questões de **7** a **10**.

7. Indique para qual lado o equilíbrio é deslocado.

8. O grau de ionização do ácido aumenta, diminui ou não se altera?

9. A $[H^+]$ aumenta, diminui ou não se altera?

10. A constante de ionização (K_a) aumenta, diminui ou não se altera?

11. (Uniube/PIAS-MG) Os ácidos podem ser classificados em fortes e fracos. Um ácido fraco é aquele que apresenta um baixo valor de constante de ionização (K_i). Os ácidos fortes são aqueles que se ionizam completamente, não possuindo, inclusive, constante de ionização. O ácido acético (CH_3COOH) é uma substância encontrada no vinagre, sendo responsável pelo seu gosto azedo. A reação de equilíbrio químico envolvida na ionização do ácido acético é a seguinte:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

Sendo dado o valor da constante de equilíbrio desta reação a 25 °C: $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, responda qual é a alternativa correta:

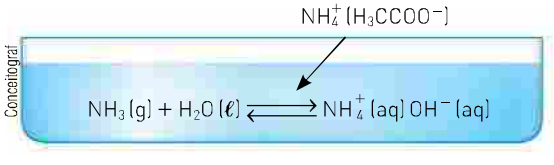
a) Após a adição de um ácido forte, a reação de equilíbrio sofre um deslocamento para a direita, aumentando a ionização do ácido acético.

b) A variação da temperatura do meio reacional não altera o valor da constante de equilíbrio da reação.

c) Na expressão matemática da constante de equilíbrio, não aparecem os termos de concentração dos produtos, mas, sim, apenas dos reagentes.

d) De acordo com o valor da constante de equilíbrio (K_a), o ácido acético pode ser classificado como um ácido fraco.

A uma solução aquosa de amônia foi adicionado acetato de amônia:



Responda às questões de **12** a **16**.

12. Indique para qual lado o equilíbrio é deslocado.

13. O grau de ionização da base aumenta, diminui ou não se altera?

14. A concentração de OH^- aumenta, diminui ou não se altera?

15. A constante de ionização (K_b) aumenta, diminui ou não se altera?

16. O cheiro de amônia, NH_3 (g), aumenta, diminui ou não se altera?

17. (UFPE) Analisando a tabela a seguir, com os valores constantes de basicidade, K_b, a 25 °C, para diversas bases, podemos afirmar que:

a) a amônia é uma base mais fraca que o hidróxido de zinco.

b) a anilina é a base mais forte.

c) a piridina e a amônia têm a mesma força básica.

d) a dimetilamina é a base mais forte.

e) a anilina é mais básica que a piridina.

Base	**K_b**
dimetilamina, $(CH_3)_2NH$	$5{,}4 \cdot 10^{-4}$
amônia, NH_3	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
hidróxido de zinco, $Zn(OH)_2$	$1{,}2 \cdot 10^{-7}$
piridina, C_5H_5N	$1{,}8 \cdot 10^{-9}$
anilina, $C_6H_5NH_2$	$4{,}3 \cdot 10^{-10}$

Aprofundando seu conhecimento

1. (Uerj) Numa aula experimental, foram preparadas quatro soluções eletrolíticas com a mesma concentração de soluto e as mesmas condições adequadas para o estabelecimento de um estado de equilíbrio (figura 1).

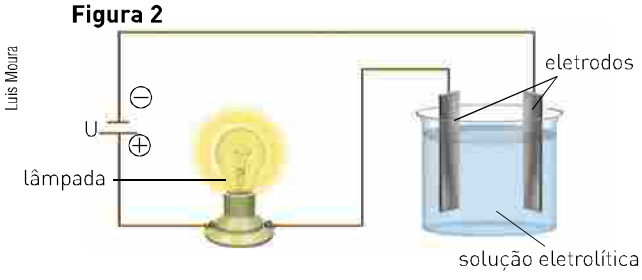
A seguir, cada uma dessas soluções foi submetida a um teste de condutividade elétrica.

Observe a seguir o esquema do teste realizado (figura 2).

Figura 1

I	$CH_3COOH\,(aq) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} H^+\,(aq) + CH_3COO^-\,(aq)$
II	$KC\ell\,(aq) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} K^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$
III	$H_2SO_4\,(aq) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} H^+\,(aq)\,HSO^-\,(aq)$
IV	$Ca(OH)_2\,(aq) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} Ca^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$

Figura 2



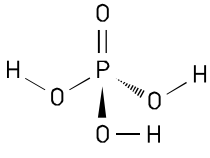
A solução na qual a posição de equilíbrio está acentuadamente deslocada no sentido 2 e provocará, quando submetida ao teste, menor intensidade luminosa da lâmpada, é a de número:

a) I **b)** II **c)** III **d)** IV

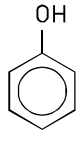
2. (UFPE) Ácido perclórico ($HC\ell O_4$) é um ácido forte. Quais as espécies químicas presentes, em maior concentração, em uma solução aquosa desse ácido?

a) H^+ e $C\ell O_4^-$ **b)** $HC\ell O_4$ e H^+ **c)** $HC\ell O_4$ e OH^- **d)** H^+, $C\ell^-$ e O_2 **e)** OH, $C\ell^-$ e O_2

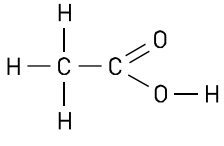
3. (Mack-SP) Uma substância química é considerada ácida devido a sua tendência em doar íons H^+ em solução aquosa. A constante de ionização K_a é a grandeza utilizada para avaliar essa tendência. Assim, são fornecidas as fórmulas estruturais de algumas substâncias químicas, com os seus respectivos valores de K_a, a 25 °C.



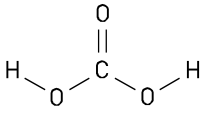
$K_a = 7{,}6 \cdot 10^{-3}$



$K_a = 1{,}0 \cdot 10^{-10}$



$K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$



$K_a = 4{,}3 \cdot 10^{-7}$

A ordem crescente de acidez das substâncias químicas ao lado é:

a) ácido fosfórico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico.

b) ácido fênico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fosfórico.

c) ácido fosfórico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fênico.

d) ácido fênico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fosfórico.

e) ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico < ácido fosfórico.

4. (UFPE) Ácidos são substâncias comuns em nosso cotidiano, como, por exemplo, na indústria alimentícia. Logo, a quantificação da força dos ácidos em água é importante para a sua utilização correta e é dada pelo valor do pK_a. Os valores aproximados dos pK_a's dos ácidos clórico ($HC\ell O_3$), cloroso ($HC\ell O_2$) e fluorídrico (HF) são 1, 2 e 3, respectivamente. Desconsiderando a contribuição da autoprotólise (autoionização) da água, podemos afirmar que:
(Indique V (verdadeiro) ou F (falso).)

( ) o ácido HF é três vezes mais forte que o ácido $HC\ell O_3$.

( ) o ácido $HC\ell O_3$ libera duas vezes menos íons hidrogênio que o ácido $HC\ell O_2$ em soluções com as mesmas concentrações.

( ) para duas soluções com as mesmas concentrações, a que contém o ácido HF apresenta pH maior que aquela com o ácido $HC\ell O_3$.

( ) o ácido $HC\ell O_2$ é mais forte que o ácido HF, pois libera mais íons hidrogênio em água.

( ) a ordem crescente da acidez é $HC\ell O_3 < HC\ell O_2 < HF$.

5. (UFPA) O grau de dissociação iônica do hidróxido de amônio em solução 2 mol/L é 0,283% a 20 °C. A constante de ionização da base, nesta temperatura, é igual a:

a) $1{,}6 \cdot 10^{-5}$ **b)** $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ **c)** $4{,}0 \cdot 10^{-3}$ **d)** $4{,}0 \cdot 10^{-2}$ **e)** $1{,}6 \cdot 10^{-1}$

6. (UFPI) Qual o grau de dissociação de uma solução 1 mol/L de ácido acético?

Dado: a constante de ionização do ácido acético é $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

a) $\alpha < 0{,}5\%$ **c)** $1\% < \alpha < 5\%$ **e)** $\alpha > 20\%$

b) $0{,}5\% < \alpha < 1\%$ **d)** $5\% < \alpha < 20\%$

7. (UFG-GO) 200 mL de solução de ácido acético contêm 3,0 gramas do ácido puro. Essa solução foi transferida totalmente para um balão volumétrico aferido de 500 mL de capacidade. Em seguida, completou-se o volume com água destilada até o traço de aferição. Sabendo que na solução preparada (500 mL) o ácido acético está a 1,3% ionizado, calcule a constante de ionização do ácido acético.
(Dado: peso atômico do O = 16; do C = 12; do H = 1.)

8. (UFSM-RS) Na construção de barragens, usa-se o concreto. Nos primeiros dias de confecção, o concreto tem pH alcalino, o que protege a ferragem da oxidação. Com o tempo, o pH diminui pela carbonatação do concreto, que se dá pela reação com o H_2CO_3.

Em um teste de carbonatação feito em laboratório, foi usada uma solução de H_2CO_3 de concentração 0,02 mol · L^{-1}, a qual apresenta um grau de dissociação de 0,45%, a 25 °C. O valor da primeira constante de ionização do H_2CO_3, nessa temperatura, é, aproximadamente,

a) $0{,}9 \cdot 10^{-5}$. **b)** $9 \cdot 10^{-5}$. **c)** $0{,}4 \cdot 10^{-7}$. **d)** $9 \cdot 10^{-7}$. **e)** $4 \cdot 10^{-7}$.

9. (UFS-SE) Uma solução aquosa 0,045 mol/L de ácido acético, CH_3COOH, apresenta o ácido 2% dissociado em H^+ e CH_3COO^-. A concentração de cada um desses íons na solução é:

a) $9 \cdot 10^{-6}$ mol/L **b)** $9 \cdot 10^{-4}$ mol/L **c)** $9 \cdot 10^{-3}$ mol/L **d)** $9 \cdot 10^{-2}$ mol/L **e)** $9 \cdot 10^{-1}$ mol/L

10. (Udesc) A reação abaixo representa a equação de equilíbrio para o ácido etanoico (ácido acético).

$$CH_3COOH\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + CH_3COO^-\ (aq)$$

A expressão e o valor da constante de acidez a 25 °C são:

$$K_a = \frac{[H^+\ (aq) \cdot [CH_3COO^-\ (aq)]}{[CH_3COOH\ (aq)]} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

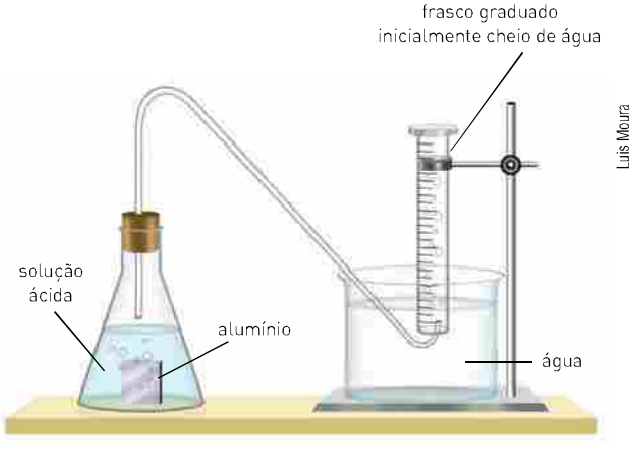
Assinale a alternativa correta, em relação a essa informação.

a) Se for diminuída a concentração do ácido (CH_3COOH), o equilíbrio se desloca para o sentido de formação dos produtos.
b) O ácido acético é considerado um ácido forte.
c) Com base no valor da K_a, o ácido acético apresenta dissociação completa.
d) Se for aumentada a concentração do ácido (CH_3COOH), o equilíbrio não será afetado.
e) Se for aumentada a concentração do ácido (CH_3COOH), o equilíbrio da reação se desloca para o sentido de formação dos produtos.

11. (Unicamp-SP) O alumínio é um dos metais que reagem facilmente com íons H^+, em solução aquosa, liberando o gás hidrogênio. Soluções em separado, dos três ácidos a seguir, de concentração 0,1 mol · L^{-1}, foram colocadas para reagir com amostras de alumínio, de mesma massa e formato, conforme o esquema ao lado.

Ácidos:
ácido acético, $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$
ácido clorídrico, K_a = muito grande
ácido monocloro acético, $K_a = 1{,}4 \cdot 10^{-3}$

a) Em qual das soluções a reação é mais rápida? Justifique sua resposta.
b) Segundo o esquema, como se pode perceber que uma reação é mais rápida do que outra?



Luis Moura

12. (ITA-SP) Na temperatura de 25 °C e pressão igual a 1 atm, a concentração de H_2S numa solução aquosa saturada é de aproximadamente 0,1 mol · L^{-1}. Nesta solução, são estabelecidos os equilíbrios representados pelas seguintes equações químicas balanceadas:

I. $H_2S\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + HS^-\ (aq)$; $K_I\ (25\ °C) = 9{,}1 \cdot 10^{-8}$
II. $HS^-\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + S^{2-}\ (aq)$; $K_{II}\ (25\ °C) = 1{,}2 \cdot 10^{-15}$

Responda qual das seguintes alternativas fornece a informação errada relativa a concentrações aproximadas (em mol · L^{-1}) das espécies presentes nesta solução:

a) $[H^+]^2 \cdot [S^{2-}] \cong 1 \cdot 10^{-23}$ **c)** $[H^+] \cong 1 \cdot 10^{-7}$ **e)** $[H_2S] \cong 1 \cdot 10^{-1}$
b) $[S^{2-}] \cong 1 \cdot 10^{-15}$ **d)** $[HS^-] \cong 1 \cdot 10^{-4}$

COMPLEMENTO

Teoria protônica de Brönsted-Lowry

Esse modelo foi proposto em 1923, independentemente, pelos cientistas Brönsted, na Dinamarca, e Lowry, na Inglaterra. É uma teoria muito mais ampla que a de Arrhenius, porque se aplica a qualquer solvente e também consegue classificar íons como ácidos ou bases.

Ácido: qualquer espécie química que libera ou doa prótons (íons H^+).

Base: qualquer espécie química que recebe prótons (íons H^+).

> *átomo de H* $\Rightarrow {}_1^1H \Rightarrow$ $p = 1$, $n = 0$, $e = 1$
>
> *cátion de* $H^+ \Rightarrow {}_1^1H \Rightarrow$ $p = 1$, $n = 0$, $e = 0$
>
> $\therefore$ *H^+ corresponde a 1 próton*

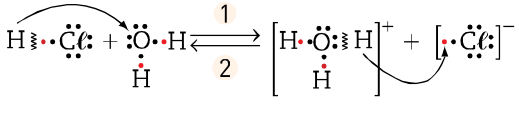
Considere a equação de dissociação do gás clorídrico ($HC\ell$) em água:

$$HC\ell\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$

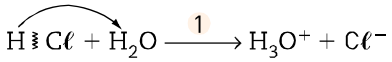
Representada dessa maneira, a equação mostra que o $HC\ell$ é um doador de prótons (H^+), mas não indica quem estaria recebendo o próton H^+. De acordo com Brönsted-Lowry, essa equação deve ser escrita de uma forma que mostre a água como um reagente e não como um simples solvente onde ocorre a ionização.

$$HC\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$

Usando as fórmulas eletrônicas das substâncias, tem-se melhor visão da reação:

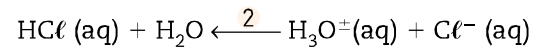


A reação no sentido 1:



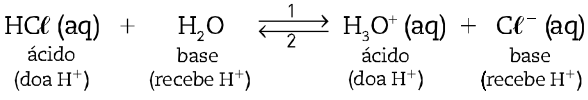
mostra que o $HC\ell$ está doando um próton (H^+) para a água; portanto, o $HC\ell$ está agindo como um ácido. Como a água está recebendo um próton (H^+), ela é classificada como uma base.

A reação no sentido 2:



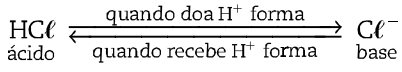
mostra que o íon hidroxônio (H_3O^+) está doando um próton (H^+) ao $C\ell^-$; portanto, o H_3O^+ está agindo como um ácido. Como o $C\ell^-$ está recebendo um próton (H^+), ele é classificado como uma base.

Resumindo, temos:

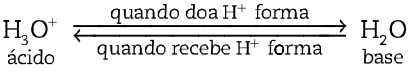


Repare que:

a) quando o $HC\ell$ doa um próton (H^+), origina o íon $C\ell^-$, e este, ao receber um próton (H^+), regenera o $HC\ell$.



b) fenômeno semelhante ocorre com H_3O^+ e H_2O.



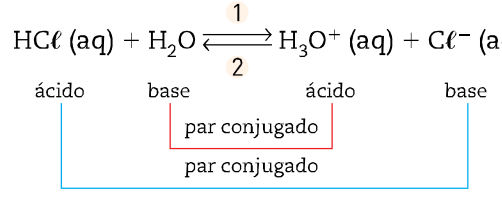
c) as espécies:

$HC\ell$ e $C\ell^-$ e H_3O^+ e H_2O

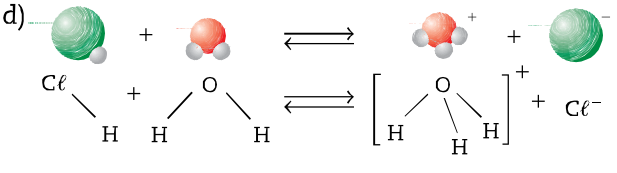
diferem entre si por apenas um próton (H^+).

Essas espécies são chamadas de pares conjugados:

- $HC\ell$ e $C\ell^-$: formam um par conjugado, onde $HC\ell$ é o ácido conjugado da base $C\ell^-$; $C\ell^-$ é a base conjugada do ácido $HC\ell$.
- H_3O^+ e H_2O: formam um par conjugado, onde H_3O^+ é o ácido conjugado da base H_2O; H_2O é a base conjugada do ácido H_3O^+.

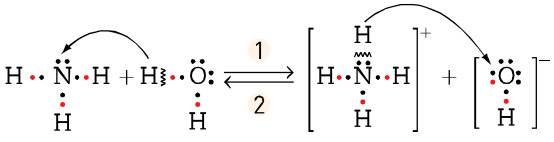


d)

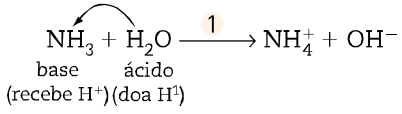


Considere, agora, a equação de ionização da amônia (NH_3) em água:

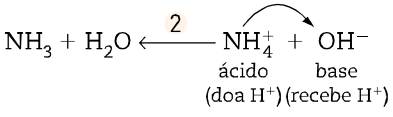
$$NH_3\,(aq) + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$



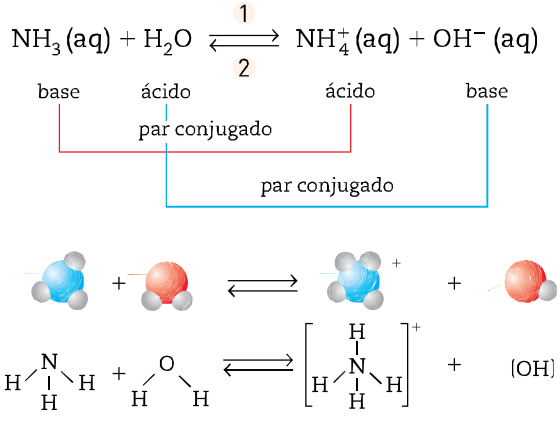
Na reação 1:



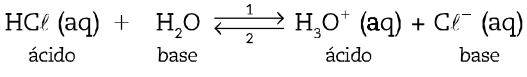
Na reação 2:

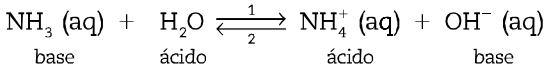


Então, temos:



Comparando as duas reações:



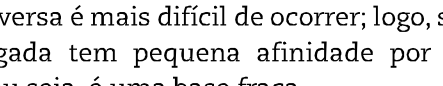


nota-se que a água se comporta como base na primeira e como ácido na segunda. Várias outras espécies químicas, assim como a água, podem funcionar ora como ácidos ora como bases em reações diferentes. Tais espécies são chamadas de **anfipróticas**.

Ácido	K_a	Base
ácido sulfuroso (H_2SO_3)	$1{,}7 \cdot 10^{-2}$	HSO_3^-
íon hidrogenossulfato (HSO_4^-)	$1{,}2 \cdot 10^{-2}$	SO_4^{2-}
ácido fosfórico (H_3PO_4)	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$	$H_2PO_4^-$
ácido fluorídrico (HF)	$7{,}0 \cdot 10^{-4}$	F^-
ácido acético ($HC_2H_3O_2$)	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$C_2H_3O_2^-$
ácido carbônico (H_2CO_3)	$4{,}2 \cdot 10^{-7}$	HCO_3^-
sulfeto de hidrogênio (H_2S)	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$	HS^-
íon diidrogenofosfato ($H_2PO_4^-$)	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$	HPO_4^{2-}
íon amônio (NH_4^+)	$5{,}6 \cdot 10^{-10}$	NH_3
ácido cianídrico (HCN)	$4{,}0 \cdot 10^{-10}$	CN^-
íon hidrogenocarbonato (HCO_3^-)	$4{,}8 \cdot 10^{-11}$	CO_3^{2-}
íon hidrogenofosfato (HPO_4^{2-})	$1{,}7 \cdot 10^{-12}$	PO_4^{3-}
íon hidrogenossulfeto (HS^-)	$1{,}0 \cdot 10^{-13}$	S^{2-}

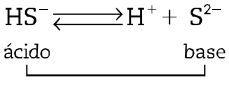
Para os ácidos
$HA\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + A^-\,(aq)$ $\qquad K_a = \dfrac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$

Pela tabela percebemos que o ácido sulfuroso é o mais forte, mais ionizado, pois apresenta a maior constante de ionização. A equação que representa o equilíbrio de sua ionização é dada por:



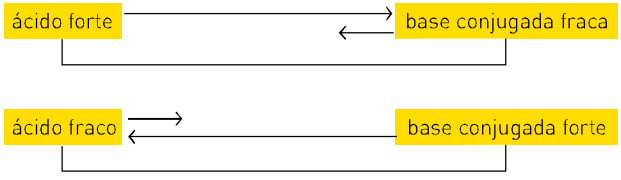
Por ser o ácido mais forte, ele se ioniza mais facilmente, e o seu equilíbrio está deslocado para a direita. Com isso, podemos concluir que a reação inversa é mais difícil de ocorrer; logo, sua base conjugada tem pequena afinidade por prótons (H^+), ou seja, é uma base fraca.

Observando, agora, o íon hidrogenossulfeto (HS^-), vemos que apresenta a menor constante de ionização; logo, podemos concluir que ele é o ácido mais fraco dentre os apresentados. Seu equilíbrio de ionização pode ser representado por:



Por ser um ácido fraco, ele está pouco ionizado, e seu equilíbrio está deslocado para a esquerda. Com isso, podemos concluir que sua base conjugada deve apresentar grande afinidade por prótons, ou seja, é uma base forte.

Generalizando, temos:



Exercício resolvido

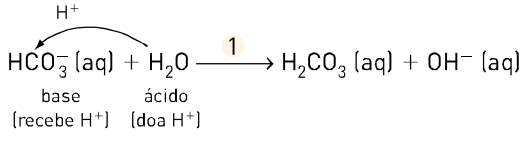
O íon bicarbonato, quando dissolvido em água, pode sofrer o seguinte processo:

$$HCO_3^-\,(aq) + H_2O \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} H_2CO_3\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

Classifique as espécies participantes utilizando o conceito de Brönsted-Lowry e indique os pares conjugados.

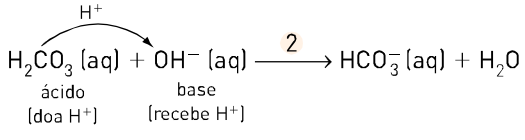
Solução

Analisando inicialmente a reação no sentido direto (**1**):



Pela análise da equação, podemos perceber que a água cede um próton H^+ ao íon HCO_3^-, isto é, a água se comporta como um ácido no conceito de Brönsted-Lowry. Como o íon bicarbonato HCO_3^- está recebendo um próton H^+, ele é classificado como uma base.

Veja a seguir a reação no sentido inverso (**2**):

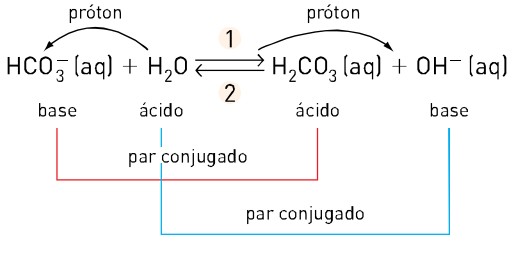


O ácido carbônico (H_2CO_3), por ceder um próton H^+ ao ânion OH^-, é classificado como um ácido de Brönsted-Lowry; assim, o ânion hidróxido funciona como uma base.

Quando o HCO_3^- recebe um próton H^+, origina o H_2CO_3, que, ao liberar um próton H^+, regenera o HCO_3^-. Essas duas espécies formam o primeiro par conjugado.

Quando o H_2O cede um próton H^+, origina o ânion OH^-, que, por sua vez, ao receber um próton H^+, regenera a água. Essas duas espécies formam o segundo par conjugado.

Resumindo, temos:



Conceito de ácido-base de Lewis

Em 1923, Lewis propôs um novo conceito de ácido-base. Para ele:

Ácido: espécie química receptora de pares de elétrons (agente eletrófilo).

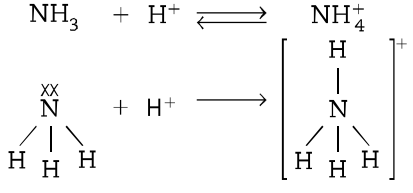
Base: espécie química doadora de pares de elétrons (agente nucleófilo).

Considerando a estrutura das substâncias envolvidas em uma reação do tipo ácido-base, o conceito de Lewis não é diferente do conceito de Brönsted-Lowry, só é mais amplo.

Para que uma espécie química possa receber um próton (H^+) e funcionar como uma base de Brönsted-Lowry, deve obrigatoriamente ter um par de elétrons disponíveis, não compartilhados. Veja a reação:

$$NH_3\,(aq) + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

ou, mais especificamente, o que ocorreu com o NH_3:



O NH_3, que nessa reação funciona como base de Brönsted-Lowry, apresenta um par de elétrons não compartilhados, que foi utilizado para receber um próton (H^+). Assim, o NH_3 também é uma base de Lewis.

O conceito de Lewis aumenta o número de espécies químicas que podem ser classificadas como ácidas ou como bases. Assim, um próton ou mesmo um cátion podem funcionar como ácidos, ou seja, podem receber um par de elétrons.

- **Exemplo 1:**

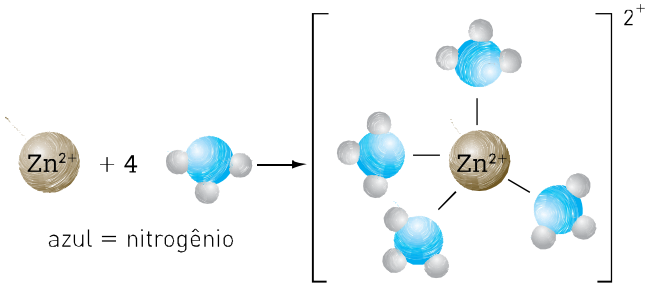
$$\underset{\text{base}}{H_2O} + \underset{\text{ácido}}{H^+\,(aq)} \longrightarrow H_3O^+\,(aq)$$

- **Exemplo 2:**

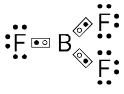
$$\underset{\text{base}}{Ag^+\,(aq)} + 2\,\underset{\text{ácido}}{\ddot{N}H_3} \longrightarrow [Ag(NH_3)_2]^+\,(aq)$$

- **Exemplo 3:**

$$\underset{\text{ácido}}{Zn^{2+}}\,(aq) + 4\,\underset{\text{base}}{\ddot{N}H_3} \longrightarrow [Zn(NH_3)_2]^{2+}\,(aq)$$

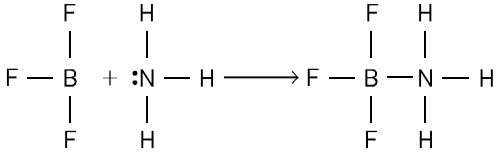


O conceito de Lewis também pode ser aplicado para moléculas que apresentam o átomo central com o octeto incompleto. Veja, como exemplo, o trifluoreto de boro (BF_3), no qual o boro não tem o octeto completo:



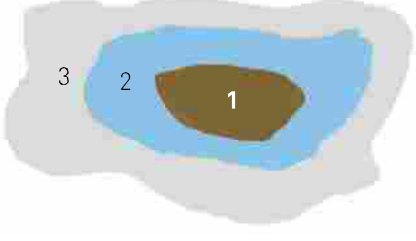
O BF_3 reage com a amônia (NH_3) e aceita um par de elétrons, funcionando como um ácido.

- **Exemplo 4:**



Os exemplos 2, 3 e 4 mostram casos em que os reagentes não podem ser classificados pelo conceito de Brönsted-Lowry. No entanto, os ácidos de Brönsted-Lowry podem ser classificados de acordo com o conceito de Lewis.

Comparando esses dois conceitos de ácido-base, mais o conceito dado por Arrhenius, podemos dizer que o conceito de Lewis engloba o de Brönsted-Lowry, que, por sua vez, engloba o conceito de Arrhenius.



1. Conceito de Arrhenius
2. Conceito de Brönsted-Lowry
3. Conceito de Lewis

Diante disso, uma substância que seja ácido de Brönsted-Lowry obrigatoriamente é um ácido de Lewis, mas não será necessariamente um ácido de Arrhenius.

Exercícios

1. (UniRio-RJ) Identifique os pares conjugados ácido-base nas reações a seguir.

a) $HSO_4^-\,(aq) + NH_3\,(aq) \rightleftharpoons SO_4^{2-}\,(aq) + NH_4^+\,(\ell)$

b) $N_2H_4\,(aq) + HSO_4^-\,(aq) \rightleftharpoons N_2H_5^+\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$

c) $C_6H_5O^-\,(aq) + CH_3NH_2\,(aq) \rightleftharpoons C_6H_5OH\,(aq) + CH_3NH^-\,(aq)$

d) $[A\ell(H_2O)_6]^{3+}\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightleftharpoons [A\ell(H_2O)_5OH]^{2+}\,(aq) + H_2O\,(\ell)$

2. (Ufal) De acordo com Brönsted-Lowry, "um ácido libera prótons para uma base e uma base aceita prótons de um ácido".

$$HC\ell\,(aq) + NH_3\,(aq) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

Na equação acima, dentro do conceito de Brönsted-Lowry, são ácidos as espécies químicas:

a) $HC\ell\,(aq)$ e $NH_3\,(aq)$

b) $HC\ell\,(aq)$ e $NH_4^+\,(aq)$

c) $HC\ell\,(aq)$ e $C\ell^-\,(aq)$

d) $NH_3\,(aq)$ e $NH_4^+\,(aq)$

e) $NH_4^+\,(aq)$ e $C\ell^-\,(aq)$

3. (PUC-RJ) Em 1923, Brönsted (Dinamarca) e Lowry (Inglaterra) apresentaram um novo conceito para ácidos e bases. Nesse conceito, as reações entre um ácido e uma base envolvem transferência de H^+ (o ácido doa e a base recebe) e, no equilíbrio, identifica-se a presença de dois pares ácido-base conjugados de maneira que, para cada par, o ácido tem um próton (H^+) a mais do que a sua base conjugada.

Considere o equilíbrio ácido-base a seguir:

$$HNO_3\,(aq) + H_2SO_4\,(aq) \rightleftharpoons H_2NO_3^+\,(aq) + HSO_4^-\,(aq)$$

De acordo com esse conceito, assinale a opção correta.

a) HNO_3 e H_2SO_4 são os ácidos conjugados de um sistema.

b) $H_2NO_3^+$ e HSO_4^- são as bases conjugadas de um sistema.

c) H_2SO_4 e HSO_4^- são o ácido e a base conjugados de um sistema.

d) HNO_3 e $H_2NO_3^+$ são o ácido e a base conjugados de um sistema.

e) H_2SO_4 e $H_2NO_3^+$ são o ácido e a base conjugados de um sistema.

4. (PUCCamp-SP)

Mares absorvem grande parte de CO_2 concentrado na atmosfera, tornando-se mais ácidos e quentes, segundo cientistas. A Royal Society, do Reino Unido, começou um estudo para medir os níveis de acidez dos oceanos sob a influência do aumento da concentração de dióxido de carbono. O CO_2 concentrado na atmosfera é responsável pelo efeito estufa.

Na água, elevando a acidez, o gás interfere na vida de corais e seres dotados de concha, assim como diminui a reprodução do plâncton, comprometendo a cadeia alimentar de animais marinhos.

(*Estado de S. Paulo*, 24 ago. 2004.)

Ao dissolver-se o CO_2 em água, estabelecem-se os seguintes equilíbrios químicos:

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons CO_2\,(aq)$$

$$CO_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq)$$

$$H_2O\,(\ell) + H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

$$H_2O\,(\ell) + HCO_3^-\,(aq) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + CO_3^{2-}\,(aq)$$

Nesse conjunto de equações, entre as espécies que funcionam como bases ou bases conjugadas de Brönsted estão:

a) $H_2O\,(\ell)$ e $CO_2\,(g)$

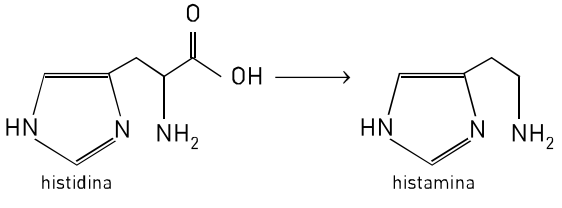
b) $H_2O\,(\ell)$ e $HCO_3^-\,(aq)$

c) $H_3O^+\,(aq)$ e $HCO_3^-\,(aq)$

d) $H_2CO_3\,(aq)$ e $H_3O^+\,(aq)$

e) $CO_2\,(aq)$ e $H_3O^+\,(aq)$

5. (UFG-GO) A histidina, um aminoácido, é utilizada pelo organismo para a síntese da histamina, por meio de uma reação de descarboxilação.



a) Explique qual das duas substâncias é mais solúvel em água.

b) Explique, de acordo com a teoria de Brönsted-Lowry, por que a histidina apresenta caráter anfótero em meio aquoso, enquanto seu derivado, a **histamina, não.**

6. (UFF-RJ) Plantas e animais, ao respirar, liberam gás carbônico (CO_2), que nas camadas elevadas da atmosfera reage com o vapor-d'água, produzindo ácido carbônico (H_2CO_3), que forma a chuva ácida de acordo com a equação:

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(v) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq)$$

Essa acidez natural da chuva é tão baixa que não faz mal algum aos seres vivos. A presença do ácido carbônico na chuva não se deve à poluição. Por se tratar de um ácido poliprótico, sua ionização em meio aquoso se dá em duas etapas. A primeira pode ser assim descrita:

$$H_2CO_3\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

Com base nessas reações, assinale a opção que apresenta um óxido ácido e uma base de Brönsted-Lowry.

a) CO_2, H_3O^+

b) H_2O, H_2CO_3

c) CO_2, HCO_3^-

d) H_2O, HCO_3^-

e) H_2CO_3, HCO_3^-

7. (Uece) Considere as equações químicas a seguir, relacionadas aos conceitos de ácidos e bases,

I. $HC\ell\,(g) + H_2O\,(\ell) \longrightarrow H_3O^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$

II. $A\ell_2(SO_4)_3\,(s) + 12\,H_2O\,(\ell) \longrightarrow 2\,A\ell(OH)_3\,(s) + 6\,H_3O^+\,(aq) + 3\,SO_4^{2-}\,(aq)$

III. $NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \longrightarrow NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

e marque a alternativa **falsa.**

a) Na equação I o cloreto de hidrogênio pode ser considerado ácido de Arrhenius e de Brönsted-Lowry.

b) Dependendo da reação, uma determinada espécie química pode funcionar como ácido ou como base de Brönsted-Lowry.

c) Na equação II o sulfato de alumínio é um ácido de Arrhenius.

d) A amônia da equação III é uma base de Brönsted-Lowry.

8. (UFC-CE) A força dos ácidos e bases depende de uma série de propriedades das substâncias. Assim, a força de um ácido de Brönsted do tipo H_2E é inversamente proporcional à força da ligação H—E. Com relação às espécies H_2O, H_2S e H_2Se, é correto afirmar que:

a) a ligação H—O é mais fraca do que a ligação H—S, que é mais fraca do que a ligação H—Se.

b) o íon HS^- é uma base mais forte do que o HSe^- devido à maior densidade de carga.

c) as espécies H_2O, H_2Se e H_2S não são consideradas ácidos de Brönsted.

d) o íon HS^- é um melhor receptor de próton do que o íon HO^-.

e) a ordem crescente de acidez é H_2O, H_2Se e H_2S.

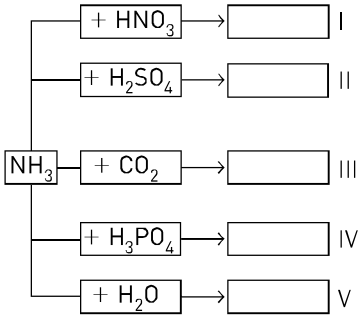
9. (Unicamp-SP) A população humana tem crescido inexoravelmente, assim como o padrão de vida. Consequentemente, as exigências por alimentos e outros produtos agrícolas têm aumentado enormemente e hoje, apesar de sermos mais de seis bilhões de habitantes, a produção de alimentos na Terra suplanta nossas necessidades. Embora um bom tanto de pessoas ainda morra de fome e um outro tanto morra

pelo excesso de comida, a solução da fome passa, necessariamente, por uma mudança dos paradigmas da política e da educação.

Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química.

Sejamos críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem proporcionado à melhoria e continuidade da vida.

O nitrogênio é um macronutriente importante para as plantas, sendo absorvido do solo, onde ele se encontra na forma de íons inorgânicos ou de compostos orgânicos. A forma usual de suprir a falta de nitrogênio no solo é recorrer ao emprego de adubos sintéticos. O quadro a seguir mostra, de forma incompleta, equações químicas que representam reações de preparação de alguns desses adubos.



a) Escolha no quadro as situações que poderiam representar a preparação de ureia e de sulfato de amônio e escreva as equações químicas completas que representam essas preparações.

b) Considerando-se apenas o conceito de Brönsted-Lowry, somente uma reação do quadro não pode ser classificada como uma reação do tipo ácido-base. Qual é ela (algarismo romano)?

c) Partindo-se sempre de uma mesma quantidade de amônia (reagente limitante), algum dos adubos sugeridos no quadro conteria uma maior quantidade absoluta de nitrogênio? Comece por *sim* ou *não* e justifique sua resposta. Considere todos os rendimentos das reações como 100%.

10. (UFRRJ) Tal como a água, o etanol líquido pode ser protonado por espécies ácidas.

$$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-$$

($K_a \longrightarrow$ elevado)

$$HNO_3 + C_2H_5OH \rightleftharpoons C_2H_5OH_2^+ + NO_3^-$$

($K_a \longrightarrow 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L)

$$HC\ell O_4 + C_2H_5OH \rightleftharpoons C_2H_5OH_2^+ + C\ell O_4^-$$

($K_a \longrightarrow$ elevado)

Com base na observação desses equilíbrios, foram feitas as seguintes afirmações:

I. O NO_3^- atua como base mais forte em etanol do que em água.

II. HNO_3 é ácido forte tanto em etanol quanto em água.

III. O etanol permite diferenciar as capacidades do HNO_3 e do $HC\ell O_4$ de doarem prótons.

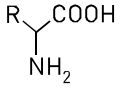
IV. Nos equilíbrios dados o $HC\ell O_4$ é um ácido fraco.

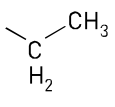
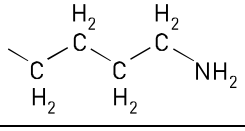
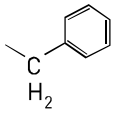
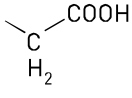
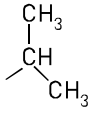
Estão corretas as afirmativas:

a) I e II.
b) I e III.
c) II e IV.
d) III e IV.
e) II e III.

11. (UFRJ) Aminoácidos são monômeros que constituem as proteínas. A estrutura geral dos α-aminoácidos é caracterizada pela presença de um grupo carboxila, de um grupo amino na posição α e de uma cadeia *R*.

As propriedades dos diferentes aminoácidos estão associadas à cadeia *R*, que pode ser classificada como polar ou apolar, ácida ou básica. Algumas cadeias presentes nos aminoácidos são apresentadas a seguir:



Estrutura geral dos α-aminoácidos		
aminoácido cadeia *R*	serina 	lisina 
fenilalanina 	aspártico 	valina 

Entre esses aminoácidos apresentados, selecione um cuja cadeia *R* pode ser classificada como ácido de Arrhenius, outro como base de Brönsted-Lowry e outros dois cujas cadeias *R* podem ser classificadas como apolares.

12. (UFPE) O dióxido de enxofre é produzido como subproduto da queima de combustíveis fósseis. Pode-se combinar com água e formar ácido sulfuroso, um ácido fraco, que se dissocia em:

$$H_2SO_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + HSO_3^-\,(aq)$$

Julgue os itens em verdadeiros (V) e falsos (F).

I. H_2SO_3 é um ácido de Brönsted, e HSO_3^- sua base conjugada.

II. O pH de uma solução aquosa de H_2SO_3 é maior que sete a 25 °C.

III. Uma solução aquosa 1 mol/L de H_2SO_3 contém íons hidrônio numa concentração 1 mol/L.

IV. O íon HSO_3^- também pode ser considerado um ácido, pois em meio aquoso o mesmo pode produzir H_3O^+ e SO_3^{2-}.

V. O íon SO_3^{2-} deve ser uma base mais fraca que o íon HSO_3^-.

13. (UFRN) O professor Reginaldo falava sobre tipos de reações orgânicas quando introduziu as definições de reagentes nucleófilos e eletrófilos. Daniel, aluno sempre atento, perguntou qual a relação entre esses conceitos e uma das teorias ácido-base. O professor, elogiando a percepção do estudante, respondeu que as substâncias eletrofílicas e nucleofílicas podem ser consideradas, respectivamente, como ácidos e bases de

a) Brönsted.
b) Arrhenius.
c) Lewis.
d) Lowry.

14. (UFSM-RS) Considere as seguintes equações químicas:

$$A\ell C\ell_3 + C\ell^- \rightleftharpoons [A\ell C\ell_4]^- \quad \text{(I)}$$

$$H_3N + A\ell C\ell_3 \rightleftharpoons [H_3N — A\ell C\ell_3] \quad \text{(II)}$$

$$A\ell C\ell_3 + CH_3\overset{O}{\overset{\|}{C}} — C\ell \longrightarrow [A\ell C\ell_4]^- \; CH_3\overset{O}{\overset{\|}{C}}^+ \quad \text{(III)}$$

Segundo os critérios de Lewis, a substância $A\ell C\ell_3$ pode ser classificada como:

a) ácido em I e III, base em II.
b) base em I e III, ácido em II.
c) ácido em I, base em II e III.
d) ácido em I, II e III.
e) base em I, II e III.

15. (UFSM-RS) Considerando o conceito de Lewis para ácidos e bases nas equações químicas

$Zn^{2+} + 4\,H_2O \longrightarrow [Zn(H_2O)_4]^{2+}$
$BF_3 + NH_3 \longrightarrow BF_3NH_3$
$Fe^{2+} + 6\,CN^- \longrightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$
$Ca^{2+} + EDTA^{2-} \longrightarrow CaEDTA$

a alternativa correta é:

a) Os íons Zn^{2+}, CN^-, Ca^{2+} e a molécula de BF_3 são ácidos.
b) Os íons Zn^{2+}, Fe^{2+}, $EDTA^{2-}$ e a molécula de BF_3 são ácidos.
c) Tanto as moléculas H_2O e NH_3 quanto os íons $EDTA^{2-}$ e CN^- são bases.
d) Tanto as moléculas H_2O e NH_3 quanto os íons Fe^{2+} e Ca^{2+} são bases.
e) Tanto as moléculas NH_3 e H_2O quanto os íons Fe^{2+} e Ca^{2+} são ácidos.

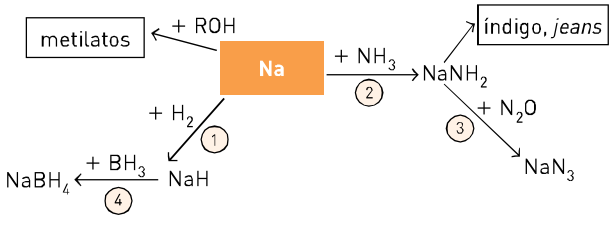
16. (UFRN) Os ácidos são temidos por sua capacidade de causar graves queimaduras. Contudo, nem todos apresentam tal comportamento. O ácido bórico (H_3BO_3), por exemplo, é usado na formulação de soluções antissépticas, pomadas etc. Na realidade, ele não atua doando prótons pelo rompimento da ligação entre o oxigênio e o hidrogênio (O—H). Sua acidez, em solução aquosa, pode ser explicada pelas seguintes reações:

$$B(OH)_3 + H_2O \longrightarrow B(OH)_3(H_2O)$$
$$B(OH)_3(H_2O) + H_2O \longrightarrow B(OH)_4^- + H_3O^+$$

Baseado nas equações acima, pode-se afirmar que o H_3BO_3 é ácido de:

a) Lewis, em que o átomo de boro atua como nucleófilo.
b) Lewis, em que o átomo de boro atua como eletrófilo.
c) Arrhenius, em que o átomo de boro atua como eletrófilo.
d) Arrhenius, em que o átomo de boro atua como nucleófilo.

17. (UFRJ) Cerca de 38% do consumo mundial de sódio metálico estão vinculados à produção do corante índigo usado no vestuário *jeans*. A produção de boridreto de sódio para o branqueamento de celulose responde por cerca de 20% do consumo desse metal alcalino. As demais aplicações se concentram na área da química fina. O fluxograma a seguir descreve algumas reações envolvidas nessas aplicações.



a) Dê o nome do óxido envolvido na reação 3.
b) Na reação 4, indique o ácido e a base de Lewis nos reagentes. Justifique sua resposta.

18. (Cefet-CE) As várias substâncias conhecidas na atualidade são possuidoras de várias propriedades que podem ser divididas em três grupos, a saber: gerais, específicas e funcionais. Na tentativa de classificar os diferentes materiais existentes nas funções ácidos e bases, várias teorias foram sendo propostas, como, por exemplo, a de Arrhenius, a de Brönsted e a de Lewis. Na reação $H_2O + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$, corresponde ao ácido a substância:

a) NH_3
b) H_2O
c) NH_4^+
d) OH^-
e) H_3O^+

19. (Unicap-PE) Julgue verdadeira ou falsa cada uma das afirmações seguintes:

I. Os indicadores são substâncias que indicam se o meio é ácido ou básico. Se a fenolftaleína, adicionada a um meio, continuou incolor, é porque esse meio é ácido.

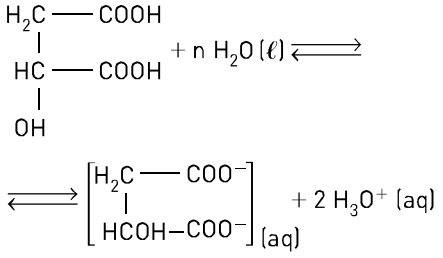
II. Segundo Arrhenius, ácido é toda substância que, fundida, libera íons Na^+.

III. A força de um ácido não é constante, pois varia de um solvente para o outro.

IV. Segundo Brönsted-Lowry, a ureia é um ácido, quando colocada em NH_3 líquida, segundo a reação $NH_2CONH_2 + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + NH_2CONH^-$.

V. Um dos grandes poluentes dos rios amazônicos é o mercúrio. Esse metal é o único metal líquido à temperatura ambiente.

20. (Ufpel-RS) A ionização do ácido málico presente nas balas acontece na saliva, de acordo com a equação:



Sobre a atuação da água na reação acima representada, é correto afirmar que ela atua como

a) uma base de Brönsted-Lowry por ceder prótons H^+ para o ácido málico.

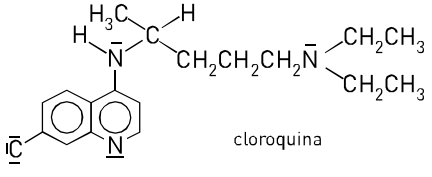
b) uma base de Lewis por receber prótons H^+ do ácido málico.

c) uma base de Brönsted-Lowry por receber prótons H^+ do ácido málico.

d) uma base de Lewis por ceder prótons H^+ para o ácido málico.

e) uma base de Arrhenius por ceder par de elétrons para o ácido málico.

21. (UFF-RJ) Um dos principais fármacos utilizados no Brasil para a terapia da malária é a cloroquina, cuja estrutura é representada por:



cloroquina

Com base na estrutura da cloroquina, pode-se afirmar que:

a) a cloroquina é uma base de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber elétrons de um ácido;

b) a cloroquina é um ácido de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber um par de elétrons de um ácido;

c) a cloroquina é um ácido de Arrhenius, porque em solução aquosa possui um excesso de íons H^+;

d) a cloroquina é um ácido de Brönsted, porque um de seus átomos de nitrogênio pode doar próton;

e) a cloroquina é uma base de Lewis, porque possui átomos de nitrogênio que podem doar elétrons para ácidos.

22. (UFPR) Considere as definições de ácidos e bases e as informações a seguir:

- ácido de Arrhenius — espécie química que contém hidrogênio e que, em solução aquosa, produz o cátion hidrogênio (H^+);
- ácido de Brönsted — espécie química capaz de ceder prótons;
- base de Lewis — espécie química capaz de ceder pares de elétrons para formar ligações químicas;
- ácido de Lewis — espécie química capaz de receber pares de elétrons para formar ligações químicas.

A dissolução do $A\ell C\ell_3$ em água produz uma solução com pH < 7. Durante a dissolução ocorre a interação dos pares de elétrons não ligantes da água com os íons $A\ell^{3+}$, formando ligações químicas (representadas na figura por linhas tracejadas). Essa interação produz diversas espécies químicas hidratadas, uma das quais está representada na figura 1.

(Números atômicos: H = 1; O = 8.)

A presença da carga iônica positiva do $A\ell^{3+}$ diminui a densidade eletrônica nas moléculas de água e, consequentemente, facilita a retirada de um próton, como é mostrado na figura 2.

Figura 1

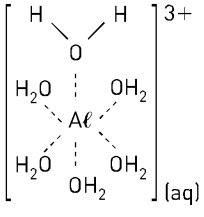
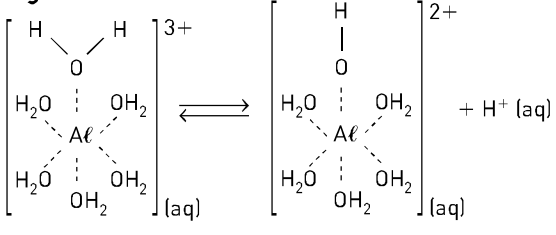


Figura 2



Com relação ao exposto acima, julgue falsa ou verdadeira cada uma das seguintes afirmações:

I. Na espécie $[A\ell(H_2O)_6]^{3+}$, as moléculas de água comportam-se como base de Lewis em relação ao $A\ell^{3+}$, o qual se comporta como ácido de Lewis.

II. Em uma solução aquosa de cloreto de alumínio, temos $[H^+] < 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol · L^{-1}.

III. Uma solução aquosa de cloreto de alumínio apresenta caráter ácido.

IV. A espécie $[A\ell(H_2O)_6]^{3+}$ comporta-se como ácido de Brönsted e de Arrhenius em relação às moléculas do solvente.

V. O processo de interação entre espécies do soluto e espécies do solvente é chamado de solvatação.

CAPÍTULO 30

Produto iônico da água e pH

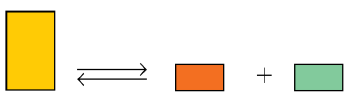
EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

Medidas experimentais de condutibilidade elétrica e outras evidências mostram que a água, quando pura ou quando usada como solvente, se ioniza em uma extensão muito pequena, originando o equilíbrio:

$$H_2O\ (\ell) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Simplificadamente:

$$H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$



$H_2O\ (\ell)$ $H^+\ (aq)$ $OH^-\ (aq)$

Na água pura, a concentração de íons H^+ é sempre igual à concentração de íons OH^-, pois cada molécula de água ionizada origina um íon H^+ e um íon OH^-.

Em diferentes temperaturas, a condutibilidade da água varia, ou seja, um aumento da temperatura provoca aumento da ionização. Embora a quantidade de íons H^+ e OH^- presentes no equilíbrio sofra variação em função da temperatura, as suas concentrações serão sempre iguais entre si.

$$\text{água pura} \Rightarrow [H^+] = [OH^-]$$

A 25 °C, as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- na água pura são iguais entre si e apresentam valor igual a 10^{-7} mol · L^{-1}.

$$\text{água pura a 25 °C} \Rightarrow [H^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ \text{mol} \cdot L^{-1}$$

PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (K_W)

Considerando o equilíbrio da água, podemos escrever a expressão da sua constante de equilíbrio.

$$H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

$$K_w = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{H_2O}\text{, em que } [H_2O] = \text{constante}$$

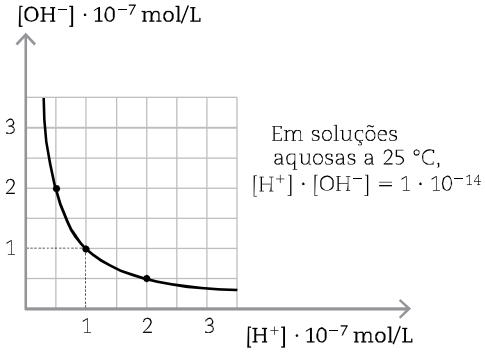
$$K_w \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Na expressão acima, K_w corresponde à **constante de ionização da água**, cujo valor pode ser calculado a 25 °C, pois já conhecemos os valores de $[H^+]$ e $[OH^-]$ a essa temperatura.

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$
$$K_w = (10^{-7})(10^{-7})$$
$$K_w = 10^{-14}$$

- O produto iônico da água (K_w) sempre apresenta um valor constante a dada temperatura, tanto em água pura como em soluções. Mesmo em soluções nas quais as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- não são iguais entre si, o seu produto deverá permanecer constante. Se conhecemos a concentração em mol/L de H^+ de uma solução aquosa qualquer, podemos determinar a concentração em mol/L de OH^-.
- Como podemos perceber pelo gráfico, à medida que ocorre aumento de $[H^+]$, ocorre diminuição de $[OH^-]$.



- A variação da K_w, que só ocorre em função da temperatura, é apresentada na seguinte tabela:

VARIAÇÃO DA K_w	
T (°C)	**K_w**
10	$0{,}29 \cdot 10^{-14}$
20	$0{,}68 \cdot 10^{-14}$
25	$1{,}00 \cdot 10^{-14}$
30	$1{,}47 \cdot 10^{-14}$
40	$2{,}92 \cdot 10^{-14}$
60	$9{,}40 \cdot 10^{-14}$

$[H^+]$ E $[OH^-]$ EM SOLUÇÃO AQUOSA

Veja alguns exemplos da determinação de $[H^+]$ e de $[OH^-]$.

Solução de HCℓ:
0,1 mol/L
25 °C
$K_w = 10^{-14}$
HCℓ = ácido forte = $\alpha = 100\%$

$HC\ell\ (aq) \longrightarrow H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$

$0{,}1\ mol/L \xrightarrow[\text{total}]{\text{ionização}} 0{,}1\ mol/L \quad 0{,}1\ mol/L$

Logo: $[H^+] = 0{,}1\ mol \cdot L^{-1}$

Como: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$

$10^{-14} = 0{,}1 \cdot [OH^-]$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0{,}1}$$

$[OH^-] = 10^{-13}\ mol \cdot L^{-1}$

Nessa solução: $[H^+] > [OH^-]$, o que evidencia que ela é **ácida**.

Solução de NaOH:
0,1 mol/L
25 °C
$K_w = 10^{-14}$
NaOH = base forte = $\alpha = 100\%$

$NaOH\ (aq) \longrightarrow Na^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

$0{,}1\ mol/L \xrightarrow[\text{total}]{\text{dissociação}} 0{,}1\ mol/L \quad 0{,}1\ mol/L$

Logo: $[OH^-] = 0{,}1\ mol \cdot L^{-1}$

Como: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$

$10^{-14} = [H^+] \cdot 0{,}1$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{0{,}1}$$

$[H^+] = 10^{-13}\ mol \cdot L^{-1}$

Nessa solução: $[OH^-] > [H^+]$, o que evidencia que ela é **básica** (alcalina).

Dependendo das concentrações em mol/L de H^+ e OH^-, temos:

Solução neutra	$[H^+] = [OH^-]$
Solução ácida	$[H^+] > [OH^-]$
Solução básica	$[H^+] < [OH^-]$

Thinkstock/Getty Images

Thinkstock/Getty Images

As flores das hortênsias podem ser azuis ou rosadas, dependendo das características do solo em que são cultivadas. Em solo ácido, as suas flores são azuis; em solo básico (alcalino), são rosadas.

No entanto, como essas concentrações normalmente são indicadas por números de base decimal com expoente negativo (por exemplo: 10^{-3}, 10^{-7}, 10^{-14}), trabalhar com esses números pode acarretar dificuldades matemáticas, fazendo com que um conceito simples de acidez ou basicidade pareça muito complicado.

Em 1909, o bioquímico dinamarquês Soren Sorensen (1868-1939) propôs uma nova notação, mais conveniente para trabalhar com as concentrações hidrogeniônicas $[H^+]$.

Nessa notação, utilizada até hoje e conhecida como **escala de pH** (potencial hidrogeniônico*), as concentrações de $[H^+]$ são expressas em cologaritmos na base 10.

Assim, o pH é definido como sendo o cologaritmo da concentração em mol/L de H^+.

$$pH = \text{colog}_{10}\,[H^+] \quad \text{ou} \quad pH = -\log\,[H^+] \quad \text{ou} \quad pH = \log\frac{1}{[H^+]}$$

Soren Peter Lauritz Sorensen

Soren Sorensen começou a estudar Medicina na Universidade de Copenhague, transferindo-se depois para a Química, em que se doutorou em 1881. Trabalhou no Laboratório Carlsberg, onde realizou diversas experiências em bioquímica relacionadas a aminoácidos, proteínas e enzimas. A percepção da importância da concentração hidrogeniônica nas reações enzimáticas despertou seu interesse em desenvolver um novo tratamento matemático, levando-o à descoberta da medição do pH (*pondus hydrogenii* = potencial do hidrogênio).

SPL/Latinstock

Sorensen nasceu em Havrebjerg e morreu em Copenhague (Dinamarca).

*O nome **potencial hidrogeniônico** foi usado por Sorensen para indicar que as $[H^+]$ são expressas em **potências** de 10.
Fonte: Hill, John W.; Petrucci, Ralph. *General Chemistry*. 4. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2005. p. 627.

Veja no exemplo 1 (ao lado) como calcular o pH de uma solução conhecendo a sua concentração hidrogeniônica $[H^+]$.

De maneira semelhante, podemos determinar o **pOH** (**potencial hidroxiliônico**) de uma solução.

$pOH = colog_{10}\,[OH^-]$ ou $pOH = -\log\,[OH^-]$

ou $pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}$

Veja no exemplo 2 como calcular o pH de uma solução conhecendo a sua concentração hidroxiliônica $[OH^-]$.

1

$[H^+] = 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1}$

$pH = -\log\,[H^+]$

$pH = -\log 10^{-6}$

$pH = -(-6) \cdot \underbrace{\log 10}_{1}$

$pH = 6$

Assim:

$[H^+] = 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1}$

$pH = 6$

2

$[OH^-] = 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1}$

$pOH = -\log\,[OH^-]$

$pOH = -\log 10^{-5}$

$pOH = -(-5) \cdot \underbrace{\log 10}_{1}$

$pOH = 5$

Assim:

$[OH^-] = 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1}$

$pOH = 5$

Se aplicarmos essa escala ao equilíbrio iônico da água, teremos:

$$H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Aplicando log:

$$\log K_w = \log\,[H^+] + \log\,[OH^-]$$

Multiplicando por (−1):

$$(-\log K_w) = (-\log\,[H^+]) + (-\log\,[OH^-])$$

$$pK_w = pH + pOH$$

A 25 °C, a constante de ionização da água (K_w) vale 10^{-14}. Assim:

$$pH + pOH = 14$$

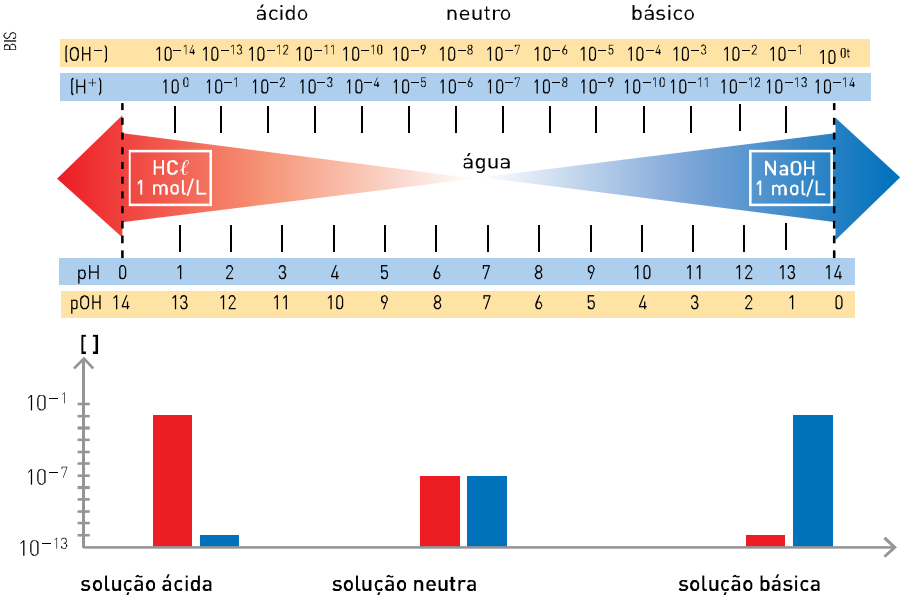
Na água e nas soluções neutras, a 25 °C, temos:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$$

$$pH = pOH = 7$$

Logo, soluções neutras apresentam $pH = 7$.

A escala de pH apresenta normalmente valores que variam de 0 a 14. O esquema a seguir mostra uma relação entre os valores de pH e as concentrações de H^+ e OH^- em água, a 25 °C.



solução ácida
$[H^+] > 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$
$[OH^-] < 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$
$[H^+] > [OH^-]$
$pH < 7$

solução neutra
$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$
$pH = pOH = 7$

solução básica
$[OH^-] > 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$
$[H^+] < 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$
$[OH^-] > [H^+]$
$pH > 7$

> *Genericamente, usa-se em Química o termo p, para indicar o $-\log_{10}$ de várias grandezas, como você já viu na p. 533. Outras ocorrências:*
>
> $pH = -\log\,[H^+]$
>
> $pOH = -\log\,[OH^-]$
>
> $pK_a = -\log K_a$
>
> $pK_w = -\log K_w$

Na ilustração a seguir, temos os pHs de alguns materiais encontrados em nosso dia a dia.

A fotografia ao lado mostra o encontro das águas do rio Negro com as do rio Solimões, que formam o rio Amazonas, antes de se misturarem.

Entre as diferenças das águas desses rios, podemos citar: velocidade, temperatura, densidade e também pH. As águas do rio Negro têm pH entre 3,8 e 4,9 (pH < 7) devido à presença de ácidos orgânicos provenientes da decomposição de vegetais. As águas do rio Solimões têm um pH que varia entre 6,2 e 7,2, praticamente neutro.

Mauricio Simonetti/Pulsar Imagens

Encontro das águas do rio Negro com as do rio Solimões, 2008.

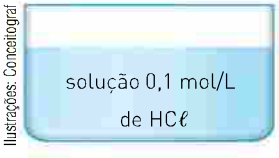
DETERMINAÇÃO DE $[H^+]$ E $[OH^-]$ NAS SOLUÇÕES

Soluções ácidas

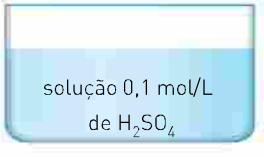
Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o H^+. Devemos, portanto, conhecer a sua concentração em mol/L para determinar, em seguida, o pH da solução.

Veja, a seguir, dois exemplos nos quais o grau de ionização é 100% (ácido totalmente ionizado).

Ilustrações: Conceitograf

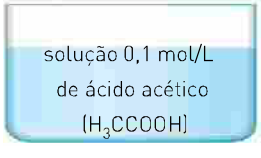


$$HC\ell \longrightarrow H^+ + C\ell^-$$
$$1\ mol \longrightarrow 1\ mol \longrightarrow 1\ mol$$
$$0{,}1\ mol/L \longrightarrow 0{,}1\ mol/L$$
$$[H^+] = 0{,}1\ mol/L = 10^{-1}\ mol$$



$$H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$
$$1\ mol/L \longrightarrow 2\ mol/L \longrightarrow 1\ mol/L$$
$$0{,}01\ mol/L \longrightarrow 0{,}02\ mol/L$$
$$[H^+] = 0{,}02\ mol/L = 2 \cdot 10^{-1}\ mol/L$$

Quando o ácido apresenta um grau de ionização (α) menor do que 100% (α < 100%), ele não está totalmente ionizado e a concentração de H^+ está relacionada ao α.



$\alpha = 1\% = 0{,}01$ $\qquad H_3CCOOH \rightleftharpoons H^+ + H_3CCOO^-$

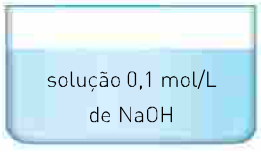
Somente 1% das moléculas do ácido se ioniza (α = 1%); logo, a $[H^+]$ é igual a 1% de 0,1 mol/L.

$$H_3CCOOH \rightleftharpoons H^+ + H_3CCOO^-$$
$$1\ mol \longrightarrow 1\ mol$$
$$0{,}1\ mol \longrightarrow 0{,}1\ mol \quad \text{se a ionização fosse 100\%} \quad \alpha = 100\%$$
$$x \quad \alpha = 1\%$$
$$x = \frac{0{,}1\ mol/L \cdot 1\%}{100\%} \Rightarrow x = 0{,}001\ mol/L$$
$$[H^+] = 0{,}001\ mol/L = 10^{-3}\ mol$$

> *Para ácidos semifortes ou fracos com mais de um H ionizável, consideramos somente a primeira etapa de ionização. Assim, eles se comportam como se tivessem apenas um H ionizável.*

Soluções básicas

Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o OH^-. Assim, devemos determinar sua concentração em mol/L e, em seguida, o pOH da solução. Veja dois exemplos a seguir, com bases fortes, nas quais $\alpha = 100\%$.

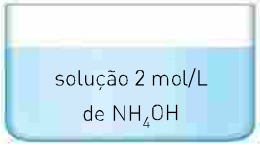


Como a dissociação é total ($\alpha = 100\%$), temos:

$$\begin{array}{rcccl} NaOH & \longrightarrow & Na^+ & + & OH^- \\ 1\ mol & \longrightarrow & 1\ mol & \longrightarrow & 1\ mol \\ 0{,}1\ mol/L & \longrightarrow & 0{,}1\ mol/L & \longrightarrow & 0{,}1\ mol/L \end{array}$$

$$[H^+] = 0{,}1\ mol/L = 10^{-1}\ mol/L$$

Se a concentração for menor que 100% ($\alpha < 100\%$), temos:



Somente 0,5% das moléculas se ionizam. Assim, temos:

$$\begin{array}{rcccl} NH_4OH & \rightleftharpoons & NH_4^+ & + & OH^- \\ 1\ mol & \longrightarrow & 1\ mol & \longrightarrow & 1\ mol \\ 2\ mol/L & \longrightarrow & 2\ mol/L & \longrightarrow & 2\ mol/L \end{array} \quad \begin{array}{l} \xrightarrow{\text{se } \alpha = 100\%} \alpha = 100\% \\ \xrightarrow{\qquad} \alpha = 0{,}5\% \end{array} \quad x$$

$$x = \frac{2\ mol/L \cdot 0{,}5\%}{100\%} \Rightarrow x = 0{,}01\ mol/L$$

$$[OH^-] = 0{,}01\ mol/L = 10^{-2}\ mol/L$$

INDICADORES E pH

Uma maneira muito comum, mas menos precisa, de determinar o pH de uma solução é pelo uso de **indicadores**, substâncias que mudam de cor em função da $[H^+]$ e da $[OH^-]$, ou seja, de acordo com o pH.

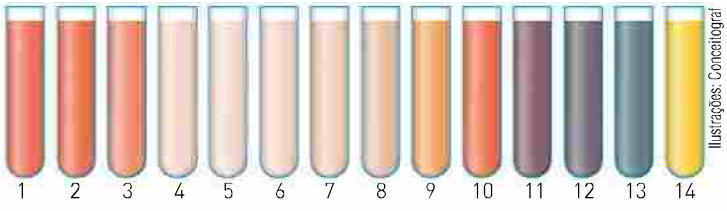
Existem vários indicadores ácido-base; muitos deles são naturais, por exemplo, o suco de repolho-roxo, que, em uma solução neutra, apresenta coloração roxa. No entanto, quando o pH muda, a sua coloração pode variar do vermelho ao amarelo-claro. Veja na página seguinte as cores de três indicadores naturais em diferentes valores de pH.

Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/SPL DC/Latinstock

As soluções presentes na fotografia (da esquerda para a direita) apresentam pHs respectivamente iguais a 1, 4, 7, 10 e 13.

Thinkstock/Getty Images

Amora.

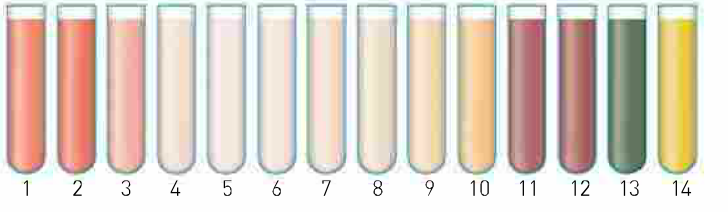


Ilustrações: Conceitograf

Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de amora.

Thinkstock/Getty Images

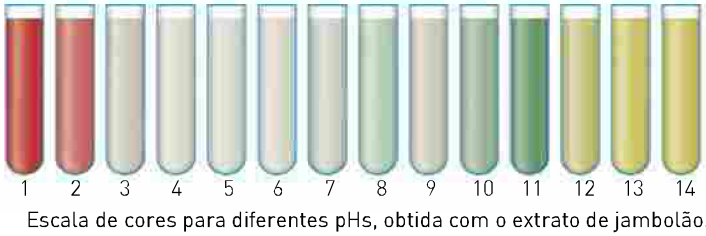
Jabuticaba.



Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de jabuticaba.

Dinodia/Easypix Brasil

Jambolão.



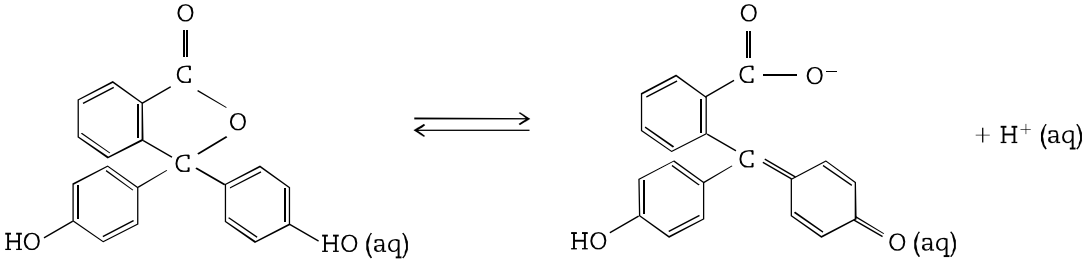
Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de jambolão.

Os indicadores mais comumente empregados em laboratório são sintéticos, como a fenolftaleína, que, como todos eles, quando dissolvida em água, se ioniza e origina íons, estabelecendo um equilíbrio. O indicador e a sua forma ionizada apresentam cores diferentes.

Genericamente, o comportamento de um indicador pode ser representado por:

$$HInd \rightleftharpoons H^+ + Ind^-$$

Quando o indicador não está ionizado (HInd), ele apresenta uma coloração característica de cada indicador; quando ele está ionizado (Ind^-), apresenta uma nova coloração. Vamos considerar, por exemplo, a fenolftaleína, que em solução aquosa estabelece o seguinte equilíbrio:



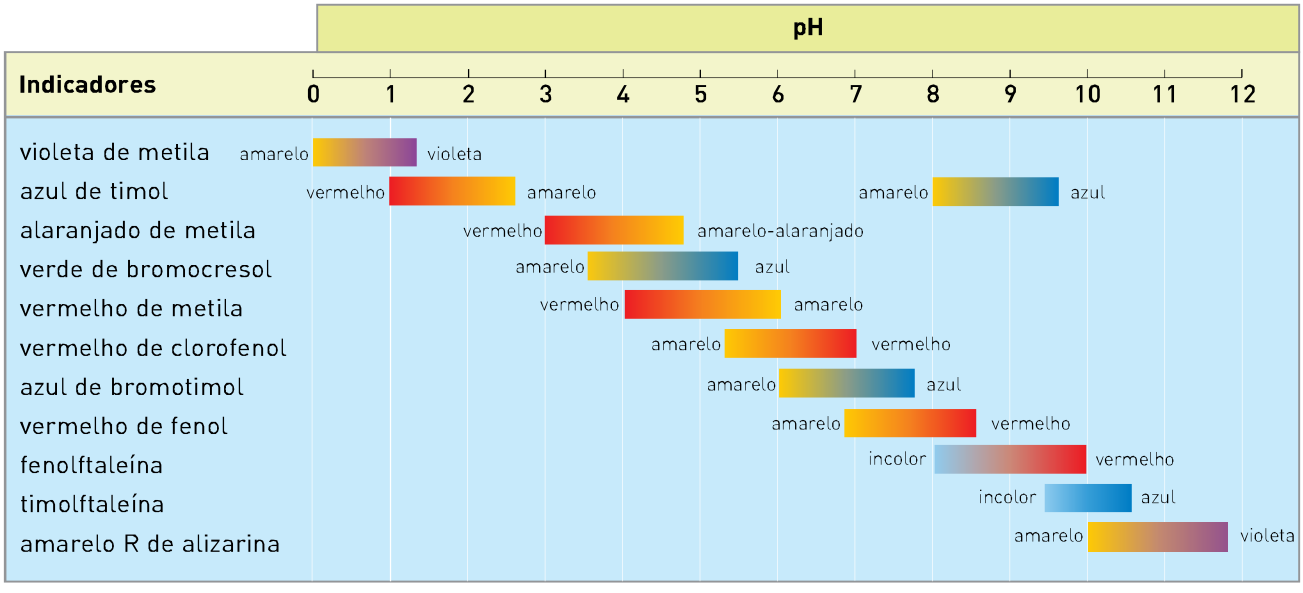
Quando no equilíbrio predomina a forma não ionizada, a solução é incolor, ao passo que, se predominar a forma ionizada, a solução tem cor rósea.

Se a esse equilíbrio adicionamos:

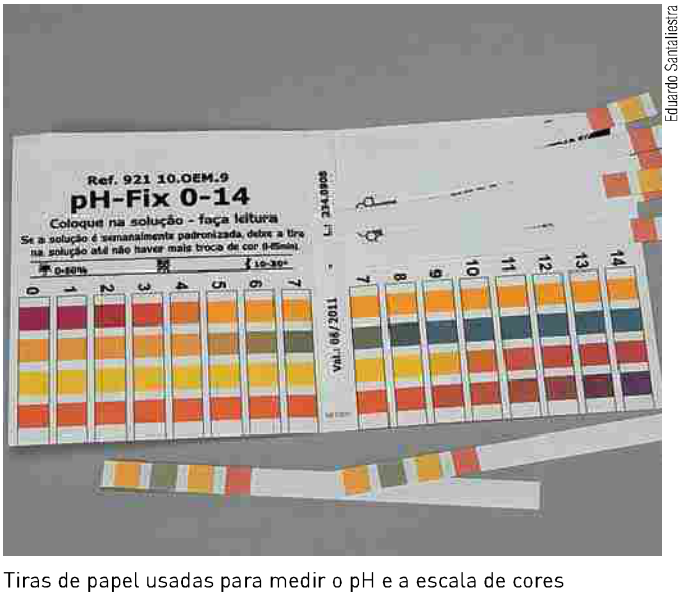
- **um ácido**: o aumento da concentração de H^+ desloca o equilíbrio para a esquerda, e a solução torna-se incolor;
- **uma base**: os íons OH^- retiram H^+ do equilíbrio, que se desloca para a direita, e a solução torna-se vermelha.

A mudança de cor ocorre em determinados intervalos de pH, denominados **faixa** ou **intervalo de viragem**. Quando o valor do pH é inferior ao intervalo de viragem, temos uma cor; quando o valor é superior ao intervalo, temos outra cor; na faixa de viragem, temos uma cor intermediária às duas cores.

O quadro a seguir mostra alguns indicadores com os valores numéricos das suas faixas de viragem.



Existem indicadores que apresentam cores diferentes para cada valor de pH. Esses indicadores, denominados **indicadores universais**, são obtidos pela mistura adequada de vários outros. Na sua produção, tiras de papel são imersas em uma solução contendo uma mistura de indicadores e depois são secas. Essas tiras serão, posteriormente, introduzidas nas soluções das quais se quer determinar o pH, o que é feito comparando-se a cor obtida na tira com a escala que aparece impressa na embalagem do indicador.



Eduardo Santaliestra

Tiras de papel usadas para medir o pH e a escala de cores que serve como referência.

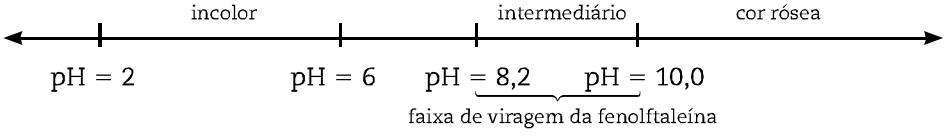
Ussal

Na fotografia acima, foi usado o indicador azul de bromotimol para identificar as soluções amarela, verde e azul como ácida, neutra e básica, respectivamente.

Escolha do indicador

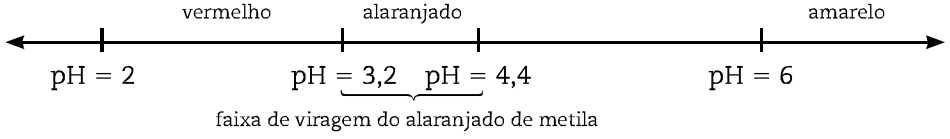
O uso de um indicador em particular depende de sua faixa de viragem. Supondo que temos duas soluções, *x* e y, uma delas com pH = 2 e a outra com pH = 6, e que dispomos dos indicadores fenolftaleína e alaranjado de metila para identificá-las, qual indicador devemos usar?

Quando gotejamos fenolftaleína nas duas soluções, não ocorre nenhuma mudança de cor, pois a sua faixa de viragem corresponde a um pH superior ao das duas soluções.



Nesse caso, a fenolftaleína não é o indicador apropriado.

Quando gotejamos alaranjado de metila nas soluções, ocorrem alterações de cor. Observe o esquema.



Como a faixa de viragem do alaranjado de metila se encontra entre 3,2 e 4,4, a solução com pH = 2 adquire uma coloração vermelha, e a solução de pH = 6 torna-se amarela.

Portanto, entre esses dois indicadores, o mais apropriado para identificar as soluções *x* e y é o alaranjado de metila.

Em laboratórios, a maneira mais precisa de se determinar o pH de uma solução é por meio da utilização de um aparelho elétrico denominado **pHmetro**.

Science Source/Charles D. Winters/Biomedia

O pHmetro digital indica que o pH da amostra de refrigerante é 3,12. Todos os refrigerantes gaseificados apresentam pH < 7.

QUÍMICA E SAÚDE

Condições de desequilíbrio no pH do sangue

Nas células do corpo humano, o CO_2 é continuamente produzido como um produto terminal do metabolismo. Parte desse CO_2 se dissolve no sangue, estabelecendo o equilíbrio:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

Esse é um exemplo dos diversos equilíbrios que mantêm o pH do nosso sangue entre 7,3 e 7,5. A gasometria é o o exame que avalia o pH do sangue.

Quando a respiração é deficiente, essa hipoventilação acarreta o aumento da concentração de CO_2 no sangue, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de H^+ e diminuindo o pH sanguíneo. Essa situação é denominada **acidose**.

Alguns sintomas: falta de ar, diminuição ou supressão da respiração, desorientação com possibilidade de coma.

Algumas causas: ingestão de drogas, enfisema, pneumonia, bronquite, asma, alterações no sistema nervoso central, **overdose** de medicamento à base de ácido acetilsalicílico.

Peter Dazeley/Photographer's Choice/Getty Images

Um procedimento médico bastante comum é fazer com que o paciente em crise de ansiedade respire seu próprio ar. Desse modo, o ar inspirado apresenta maior concentração de CO_2.

Uma crise de ansiedade pode levar uma pessoa a respirar muito rapidamente. Essa hiperventilação acarreta a perda de uma quantidade maior de CO_2 pelos pulmões, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ e aumentando o pH do sangue. Essa situação é denominada **alcalose**.

Alguns sintomas: respiração ofegante, entorpecimento, rigidez muscular, convulsões.

Algumas causas: ingestão de drogas, cirrose, exercícios físicos excessivos, doenças pulmonares.

Fontes: <www.ufrgs.br>; <www.uff.br>; <www.medicina.ufmg.br>; <http://revistas.pucsp.br>. Acessos em: 6 mar. 2014.

Para ir além

1. Qual substância é oxidada pelo gás oxigênio durante a respiração celular e produz o CO_2? Escreva a reação de oxidação dessa substância.

2. O aumento de ânions bicarbonato no sangue deslocará o equilíbrio, conforme mencionado no texto, para a esquerda ou para a direita? Isso acarretará uma alcalose ou uma acidose?

> *Um dos fatores que podem levar a um quadro de alcalose são as crises de ansiedade. É importante saber que a ansiedade é uma reação natural diante de situações que provoquem medo, dúvida ou expectativa. Um exemplo é a expectativa que antecede uma prova, ou a realização de um procedimento cirúrgico. Há condições, porém, em que essa ansiedade assume níveis desproporcionais aos acontecimentos que a geraram, levando ao sofrimento. Nesse caso, é importante buscar ajuda de um profissional qualificado.*

Exercícios resolvidos

1. (Fuvest-SP) Compostos de enxofre (IV) podem ser adicionados ao vinho como conservantes. A depender do pH do meio, irão predominar diferentes espécies químicas de S (IV) em solução aquosa, conforme mostra a tabela ao lado.

pH	Composto de S (IV)
< 1,5	dióxido de enxofre hidratado, SO_2 (aq)
de 1,5 até 6,5	íon hidrogenossulfito hidratado, HSO_3^- (aq)
> 6,5	íon sulfito hidratado, SO_3^{2-} (aq)

a) Em água, as espécies químicas SO_2 (aq) e HSO_3^- (aq) estão em equilíbrio. Escreva a equação química balanceada que representa esse equilíbrio.

b) Explique por que, em soluções aquosas com pH baixo, predomina o SO_2 (aq) e não o HSO_3^- (aq).

c) Analisou-se uma amostra de vinho a 25 °C, encontrando-se uma concentração de íons OH^- igual a $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mol/L. Nessas condições, qual deve ser o composto de S (IV) predominante na solução? Explique sua resposta.

Dado: Produto iônico da água, a 25 °C: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}\ (mol/L)^2$.

Solução

a) $SO_2\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + HSO_3^-\ (aq)$

b) Soluções de baixo pH apresentam elevada concentração hidrogeniônica (H^+), o que irá deslocar o equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação de SO_2 (aq).

c) $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$

$1{,}0 \cdot 10^{-14} = [H^+] \cdot 1{,}0 \cdot 10^{-10}$

$[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

pH = 4

Nesse pH, de acordo com a tabela, a espécie que prevalece é o íon hidrogenossulfito hidratado (HSO_3^- (aq)).

2. Em 1 litro de uma solução aquosa de ácido forte HA, de pH = 1,75, foram adicionados 99 L de água. Determine o pH dessa nova solução.

Solução

$$\underset{1\ L}{\boxed{pH = 1{,}75}} \xrightarrow{99\ L\ de\ água} \underset{100\ L}{\boxed{pH = ?}}$$

Neste exercício, estamos provocando uma diluição de um ácido forte ($\alpha = 100\%$), que já está totalmente ionizado. Durante a diluição, a concentração em mol/L de íons H^+ vai diminuir; logo, o seu pH vai aumentar.

$$\overset{pH = 1{,}75}{[H^+] = 10^{-1{,}75}\ mol/L} \xrightarrow{diluição} nova\ [H^+] = \frac{10^{-1{,}75}\ mol}{100\ L}$$

$[H^+] = 10^{-3{,}75}$ mol/L

pH = 3,75

3. (Fuvest-SP) Um estudante misturou todo o conteúdo de dois frascos *A* e *B*, que continham:

- frasco *A*: 25 mL de solução aquosa de HCℓ, 0,80 mol/L;
- frasco *B*: 25 mL de solução aquosa de KOH, 0,60 mol/L.

a) Calcule o pH da solução resultante.

b) A solução resultante é ácida, básica ou neutra? Justifique utilizando o produto iônico da água.

Solução

a) Devemos inicialmente determinar o número de mol de H^+ e OH^-:

- frasco *A* $\begin{cases} 25\ mL = 25 \cdot 10^{-3}\ L \\ 0{,}80\ mol/L \end{cases}$

$$\left.\begin{array}{rl} 1\ L & \text{——} \ 0{,}80\ mol\ de\ HC\ell \\ 25 \cdot 10^{-3}\ L & \text{——} \ x \end{array}\right\} x = 0{,}020\ mol\ de\ HC\ell$$

$$HC\ell \text{ —— } H^+ + C\ell^-$$

$$0{,}020\ mol \text{ —— } 0{,}020\ mol$$

No frasco *A*, existe 0,020 mol de H^+.

- frasco *B* $\begin{cases} 25\ mL = 25 \cdot 10^{-3}\ L \\ 0{,}60\ mol/L \end{cases}$

$$\left.\begin{array}{rl} 1\ L & \text{——} \ 0{,}60\ mol\ de\ KOH \\ 25 \cdot 10^{-3}\ L & \text{——} \ x \end{array}\right\} x = 0{,}015\ mol\ de\ KOH$$

$$KOH \text{ —— } K^+ + OH^-$$

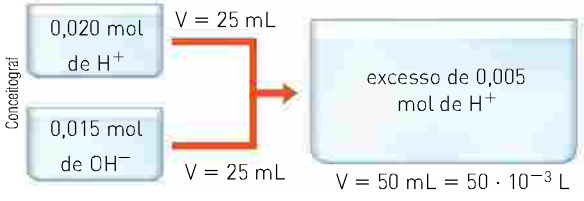
$$0{,}015\ mol \text{ —— } 0{,}015\ mol$$

No frasco *B*, existe 0,015 mol de OH^-.

Nas reações de neutralização, 1 mol de H^+ neutraliza 1 mol de OH^-. Assim:

$$1\,H^+ \quad + \quad 1\,OH^- \quad \rightarrow \quad 1\,H_2O$$

0,020 mol (excesso de 0,005 mol de H^+) | 0,015 mol



$$[H^+] = \frac{0{,}005\ mol}{50 \cdot 10^{-3}\ L} \Rightarrow [H^+] = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}}$$

$$[H^+] = 10^{-1}\ mol \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log [H^+] \Rightarrow pH = -\log 10^{-1} \Rightarrow pH = 1$$

b) A solução final é **ácida**, pois seu pH < 7. Ou, então:

$$[H^+] = 10^{-1}\ mol \cdot L^{-1}$$

$$K_W = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$10^{-14} = 10^{-1}\,[OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-13}\ mol \cdot L^{-1}$$

$[H^+] > [OH^-]$ = solução ácida

4. (ITA-SP) Uma solução aquosa de um ácido fraco monoprótico é mantida à temperatura de 25 °C. Na condição de equilíbrio, esse ácido está 2,0% dissociado. Assinale a opção *correta* que apresenta, respectivamente, os valores numéricos do pH e da concentração molar (expressa em $mol \cdot L^{-1}$) do íon hidroxila nessa solução aquosa. Dados: pK_a (25 °C) = 4,0; log 5 = 0,7.

a) 0,7 e $5{,}0 \cdot 10^{-14}$
b) 1,0 e $1{,}0 \cdot 10^{-13}$
c) 1,7 e $5{,}0 \cdot 10^{-13}$
d) 2,3 e $2{,}0 \cdot 10^{-12}$
e) 4,0 e $1{,}0 \cdot 10^{-10}$

Solução

Seja o ácido fraco monoprótico HA.
Se $pK_a = 4$, então $K_a = 10^{-4}$.
Como o ácido está 2% ionizado, sua concentração inicial em $mol \cdot L^{-1}$ pode ser calculada a partir da equação:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$$

$$10^{-4} = \left(\frac{2}{100}\right)^2 \cdot \mathcal{M}$$

$$\mathcal{M} = 0{,}25\ mol/L$$

$HA\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + A^-\,(aq)$			$K_a = 10^{-4}$
0,25 M	0	0	início
gasta (2%) $0{,}02 \cdot 0{,}25$	forma $0{,}02 \cdot 0{,}25$	forma $0{,}02 \cdot 0{,}25$	reação
≅ 0,25 M	0,005 M	0,005 M	equilíbrio

No equilíbrio:

$$[H^+] = 0{,}005\ mol \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log 5 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -(\log 5 + \log 10^{-3})$$

$$pH = -(0{,}7 - 3)$$

$$pH = 2{,}3$$

Como a solução aquosa está a 25 °C, temos:

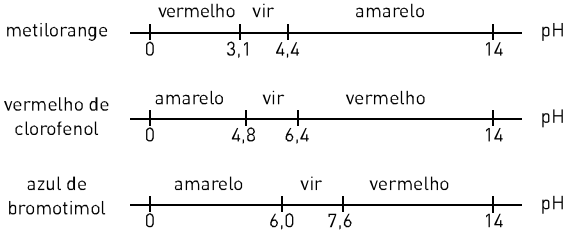
$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$5 \cdot 10^{-3} \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}\ mol \cdot L^{-1}$$

Resposta: *d*.

5. (ITA-SP) Adicionando um pouco de indicador ácido-base a uma solução aquosa inicialmente incolor, a solução irá adquirir uma cor que depende da natureza do indicador e do pH da solução original, conforme o esquema ao lado, válido para a temperatura ambiente:
em que "vir" indica a faixa de pH em que a cor varia gradualmente entre as tonalidades extremas assinaladas. Utilizando estas informações, tentou-se descobrir o pH de uma solução-problema, inicialmente incolor, a partir dos ensaios seguintes:



- ao primeiro terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de metilorange e a coloração ficou amarela;
- a outro terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de vermelho de clorofenol e a coloração ficou laranja;
- ao último terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de azul de bromotimol e a coloração ficou amarela.

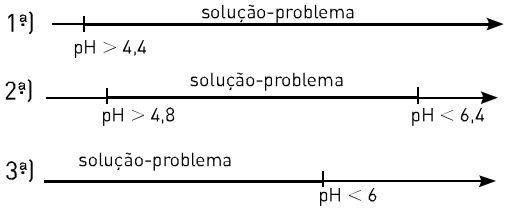
Com base nessas observações, indique, entre as opções a seguir, aquela que tenha o limite superior e o limite inferior mais próximos do pH da solução-problema.

a) $1{,}0 < pH < 6{,}0$
b) $4{,}4 < pH < 6{,}0$
c) $4{,}4 < pH < 14$
d) $4{,}8 < pH < 6{,}0$
e) $4{,}8 < pH < 6{,}4$

Solução

No primeiro experimento, como a solução ficou amarela na presença do metilorange, podemos concluir que seu pH é superior a 4,4.
No segundo experimento, como a solução ficou alaranjada na presença de vermelho de clorofenol, podemos concluir que seu pH deve estar justamente na faixa de viragem do indicador, pois a cor alaranjada é intermediária entre amarelo e vermelho; logo, o pH da solução está na faixa entre 4,8 e 6,4.
No terceiro experimento, como a solução ficou amarela na presença de azul de bromotimol, podemos concluir que seu pH é inferior a 6.

Resumindo:



Logo, o pH da solução-problema está compreendido entre 4,8 e 6,0.
Resposta: *d*.

Exercícios fundamentais

1. Sabendo que a 25 °C o $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ apresenta o valor 10^{-14} em cada um dos produtos a seguir, indique a concentração em mol/L do íon (H^+ ou OH^-) não mencionado e dê o caráter do meio.

$[H^+] = 10^{-3}$ mol/L

1

ThinkStock/Getty Images

$[H^+] = 10^{-5}$ mol/L

2

ThinkStock/Getty Images

$[OH^-] = 10^{-4}$ mol/L

3

Rita Barreto

2. Calcule o pH de cada um dos produtos do exercício 1.

Considere as informações seguintes e responda às questões de **3** a **5**.

25 °C $K_w = 10^{-14}$ — pH = 0 — pH = 7 — pH = 14

T (temperatura) $K_w = 10^{-13}$ — pH = 0 — pH = 6,5 — pH = 13

3. Indique a concentração de H^+ e de OH^- para uma solução neutra na temperatura *T*.

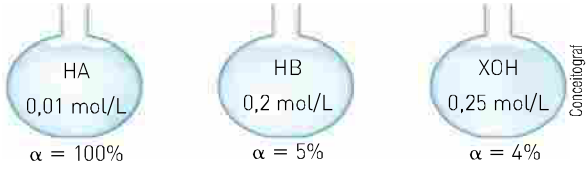
4. Uma solução que apresenta pH = 7 na temperatura *T* é ácida, básica ou neutra?

5. Na temperatura *T*, qual é o valor da soma do pH com o pOH?

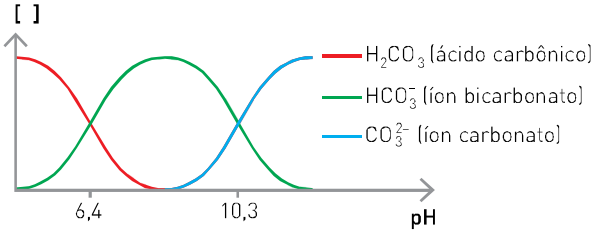
6. Faça a associação correta entre os itens da coluna à esquerda e os da coluna à direita:

(I) limpa-forno	(A) pH = 7
(II) suco gástrico	(B) pH = 12,7
(III) amoníaco	(C) pH = 3
(IV) vinagre	(D) pH = 10
(V) salmoura	(E) pH = 1,8

7. Determine o pH das três soluções:



O gráfico a seguir mostra as concentrações em mol/L das espécies químicas presentes em solução aquosa em função do pH:



A respeito do gráfico, responda às questões de **8** a **12**.

8. Indique a espécie que predomina em pH = 5.

9. Indique a espécie que predomina em pH = 8.

10. Indique a espécie que predomina em pH = 11.

11. Indique o pH em que $[HCO_3^-] = [CO_3^{2-}]$.

12. Indique o pH em que $[H_2CO_3] = [HCO_3^-]$.

Testando seu conhecimento

1. Faça a associação correta entre os itens ordenados numericamente e os que estão em ordem alfabética:

I. $[H^+] = [OH^-]$ II. $[H^+] > [OH^-]$ III. $[H^+] < [OH^-]$

A) refrigerante
B) água destilada
C) limpa-forno à base de soda cáustica
D) suco gástrico
E) amoníaco
F) suco de laranja

2. (Ibmec-RJ) De acordo com a tabela abaixo, à temperatura de 25 graus:

Líquido	(H^+)	OH^-
Leite	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$
Água do mar	$1{,}0 \cdot 10^{-8}$	$1{,}0 \cdot 10^{-6}$
Coca-cola	$1{,}0 \cdot 10^{-3}$	$1{,}0 \cdot 10^{-11}$
Café	$1{,}0 \cdot 10^{-5}$	$1{,}0 \cdot 10^{-9}$
Lágrima	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$

Indique as substâncias que possuem caráter ácido:

a) leite e lágrima.
b) lágrima.
c) água do mar e leite.
d) café e coca-cola.
e) coca-cola e leite.

3. (UCS-RS) O leite de vaca possui um pH médio de 6,6. Em caso de mastite, ou seja, inflamação da glândula mamária causada por bactérias, o pH torna-se alcalino. As bactérias acidificam o leite, mas o organismo do animal, para compensar, libera substâncias alcalinas.
Qual deve ser o valor do pH do leite de um animal com mastite?

a) pH = 6,6
b) 0 < pH < 6,6
c) pH = 7,0
d) 6,6 < pH < 7,0
e) 7,0 < pH < 14

4. (UEPG-PR) Analisando-se as concentrações de prótons, $[H^+]$, ou de íons hidróxidos, $[OH^-]$, em mol/L a 25 °C, nos produtos apresentados abaixo, assinale o que for correto.

01) O refrigerante de cola que possui $[H^+]$ de $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ é considerado ácido.
02) O vinagre que possui $[OH^-]$ de $1{,}0 \cdot 10^{-11}$ é considerado básico.
04) O café que possui $[OH^-]$ de $1{,}0 \cdot 10^{-9}$ é considerado ácido.
08) Uma solução de bicarbonato de sódio que possui $[H^+]$ de $1{,}0 \cdot 10^{-9}$ é considerada neutra.

5. (UFRN) O pH é um dos parâmetros da qualidade da água para consumo. Os valores dos parâmetros da qualidade da água são regulados pelo Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama), entre outros órgãos reguladores. Na Resolução nº 357/2005 do Conama, em relação ao pH para águas doces, definem-se valores aceitos, como os apresentados no quadro abaixo.

Classe de água doce	Usos principais	pH
1	Destinadas ao abastecimento para o consumo humano, após tratamento simplificado, e à proteção de comunidades aquáticas.	6 a 9
2	Destinadas ao abastecimento para o consumo humano, após tratamento convencional, à proteção de comunidades aquáticas e à recriação do contato primário, entre outras.	6 a 9
3	Destinadas ao abastecimento para o consumo humano, após tratamento convencional ou avançado.	6 a 9

Em um laboratório de análise de águas, obtêm-se os valores de $[H_3O^+]$ ao lado para quatro amostras de águas, identificadas como IAD, IIAD, IIIAD e IVAD.

Amostra	$[H_3O^+]$ em mol/L
IAD	10^{-4}
IIAD	10^{-5}
IIIAD	10^{-7}
IVAD	10^{-10}

Em relação à qualidade da água, a amostra adequada para consumo humano é a:

a) IIIAD.
b) IIAD.
c) IVAD.
d) IAD.

6. (Vunesp-SP)

Cores nas lagoas

O listrado multicor que se desenha na areia quando o nível da água baixa nas lagoas do Pantanal da Nhecolândia, conhecidas como salinas, em Mato Grosso do Sul, por muito tempo foi um mistério para observadores. A explicação está numa cianobactéria que sobrevive nas condições dessas águas de pH entre 9 e 11. Na época seca essas bactérias se reproduzem em profusão e pintam as lagoas com substâncias de sua própria decomposição.

(*Pesquisa FAPESP*, fevereiro de 2012. Adaptado.)

Kleber Renan de Souza Santos

Águas que apresentam pH entre 9 e 11 são:

a) ácidas, com $[H^+]$ que varia de 10^{-5} a 10^{-3} mol/L.
b) ácidas, com $[H^+]$ que varia de 10^{-2} a 10^{-4} mol/L.
c) alcalinas, com $[OH^-]$ que varia de 10^{-2} a 10^{-4} mol/L.
d) alcalinas, com $[OH^-]$ que varia de 10^{-5} a 10^{-3} mol/L.
e) neutras, com $[H^+]$ que se iguala a $[OH^-]$, de 10^{-7} mol/L.

7. (PUC-RS) Analise a tabela incompleta ao lado, sobre valores típicos de pH e de concentração de íons de H^+ e OH^- em alguns líquidos.

Líquido	pH	$[H^+]$ (mol/L)	[OH] (mol/L)
Água da chuva	5,7		
Água do mar			$1{,}0 \cdot 10^{-6}$
Café		$1{,}0 \cdot 10^{-5}$	
Leite	6,5		$3{,}2 \cdot 10^{-8}$
Sangue humano	7,4		
Suco de maçã		$3{,}2 \cdot 10^{-4}$	

Pela análise da tabela, é correto afirmar que:

a) a água da chuva é mais ácida do que a água do mar, e o leite é menos ácido do que o café.
b) dentre os líquidos apresentados, o mais ácido é a água da chuva e o mais alcalino é o leite.
c) o café tem pH 5, sendo menos ácido do que o sangue humano.
d) o leite é mais ácido do que a água da chuva, e o café é mais ácido do que o suco de maçã.
e) a soma dos pHs da água da chuva e da água do mar é inferior à soma dos pHs do café e do sangue humano.

8. (UEAM) Após uma grande queimada na floresta amazônica ocorreu uma chuva cujo pH foi igual a 5,0. Em relação à água desta chuva, a concentração de íons H^+, em mol/L, e o produto químico que poderia neutralizar certa quantidade dessa solução são corretamente representados por:

a) $1,0 \cdot 10^{-4}$ e vinagre.
b) $1,0 \cdot 10^{-4}$ e limpador caseiro contendo amônia.
c) $1,0 \cdot 10^{-5}$ e vinagre.
d) $1,0 \cdot 10^{-5}$ e limpador caseiro contendo amônia.
e) $5,0 \cdot 10^{-1}$ e sal de cozinha.

9. (UESPI) A tabela ao lado apresenta os valores de pH medidos, a 25 °C, para várias soluções utilizadas como produtos de limpeza caseiros.
De acordo com essa tabela, a concentração de íons OH^- a 25 °C, em mol/L, na amostra contendo amoníaco, é:

a) 3,0
b) $1,0 \cdot 10^{-3}$
c) $1,0 \cdot 10^{-11}$
d) $1,0 \cdot 10^{3}$
e) $1,0 \cdot 10^{11}$

Amostras	pH
Desinfetante para vaso sanitário	2,0
Detergente	9,4
Material de limpeza à base de amoníaco	11,0
Água sanitária	12,3

10. (UFG-GO) Em um laboratório de química, um analista utilizou um indicador universal para determinar o pH de diferentes amostras comerciais. Os resultados estão listados na tabela ao lado.

Com base nos dados apresentados, conclui-se que a ordem crescente das amostras, quanto à concentração de H^+, é:

a) I, II, III, IV e V
b) II, III, IV, V e I
c) III, II, IV, V e I
d) IV, V, I, II e III
e) IV, II, I, V e III

Amostras	pH
I. Leite integral	6,1
II. Cerveja escura	5,0
III. Suco de laranja	3,0
IV. Hidróxido de sódio	12,0
V. Água mineral	8,0

11. (Espcex/Aman-SP) Uma solução aquosa, à temperatura de 25 °C, apresenta um potencial hidrogeniônico (pH) igual a 6 (seis). A concentração em mol $\cdot$ L^{-1} de íons OH^{1-} e seu potencial hidroxiliônico (pOH) nesta solução são, respectivamente:
Dados: $K_w = 10^{-14}\ (mol \cdot L^{-1})^2$

a) 10^{-6}, 8 **b)** 10^{-8}, 8 **c)** 10^{-7}, 7 **d)** 10^{-5}, 9 **e)** 10^{-10}, 4

12. (Unimontes-MG) A água da chuva não contaminada é naturalmente ácida e, em geral, tem valor de pH em torno de 5,6. Entretanto, a chuva ácida é mais ácida que a água da chuva normal. Para níveis de pH abaixo de 4,0 (quatro), todos os vertebrados, a maioria dos invertebrados e muitos micro-organismos são destruídos.
A partir dessas informações, assinale a alternativa incorreta.

a) A fonte primária da acidez natural da água é o dióxido de carbono ou gás carbônico.
b) Os invertebrados sobrevivem em águas com concentração de H_3O^+ inferior a 10^{-4} mol/L.
c) As águas mais prejudiciais aos organismos vivos têm baixa concentração de íons básicos.
d) A chuva ácida tem valor de pH superior ao valor da água de chuva não contaminada.

13. (UFTM-MG) A água dos oceanos tem pH próximo de 8, que se mantém por meio do equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, representado na equação.

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) + CO_3^{2-}\,(aq) \rightleftharpoons 2\,HCO_3^-\,(aq)$$

Os corais são formados de carbonato de cálcio, substância praticamente insolúvel em água. Algumas pesquisas recentes indicam que o aumento da concentração de CO_2 na atmosfera pode provocar o aumento da concentração de CO_2 nos oceanos, o que contribuiria para o desaparecimento dos corais dos oceanos, e perturbaria o equilíbrio ecológico da vida marinha.

a) Estime a concentração de íons OH^- numa amostra de água dos oceanos, considerando $K_w = 10^{-14}$.
b) A partir do equilíbrio químico apresentado, explique como o aumento da concentração de CO_2 atmosférico pode contribuir para o desaparecimento dos corais dos oceanos.

14. (PUC-RJ) O estômago produz suco gástrico constituído de ácido clorídrico, muco, enzimas e sais. O valor de pH no interior do estômago deriva, principalmente, do ácido clorídrico presente. Sendo o ácido clorídrico um ácido forte, a sua ionização é total em meio aquoso, e a concentração de H^+ em quantidade de matéria nesse meio será a mesma do ácido de origem. Assim, uma solução aquosa de ácido clorídrico em concentração 0,01 mol $\cdot$ L^{-1} terá pH igual a:

a) 2 **b)** 4 **c)** 5 **d)** 7 **e)** 9

15. (Udesc) O ácido sulfúrico, um componente muito utilizado na indústria química, é fabricado em grandes quantidades. Ele é empregado na produção de fertilizantes, explosivos, corantes, entre outros materiais. É comum avaliar o desenvolvimento industrial de um país pelo consumo desse ácido.
Indique a alternativa que contém o pH de uma solução de ácido sulfúrico 0,005 mol $\cdot$ L^{-1}.

a) pH = 1,5 **b)** pH = 2,0 **c)** pH = 3,0 **d)** pH = 2,3 **e)** pH = 4,0

16. (Uece) O conceito de pH foi introduzido na Química pelo químico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen, em 1909, para facilitar a caracterização da acidez de uma substância. Indique a alternativa que contém o pH da solução que se obtém ao ser feita a dissolução de 5,6 g de KOH em um litro de água.

Dado: Massa molar KOH = 56 g/mol.

a) 1,0 **b)** 3,0 **c)** 11,0 **d)** 13,0

17. (Udesc) "Chuva ácida" é um termo que se refere à precipitação, a partir da atmosfera, de chuva com quantidades de ácidos nítrico e sulfúrico maiores que o normal. Os precursores da chuva ácida vêm tanto de fontes naturais, tais como vulcões e vegetação em decomposição, quanto de processos industriais, principalmente emissões de dióxido de enxofre e óxidos de nitrogênio resultantes da queima de combustíveis fósseis. O pH da água da chuva considerado normal é de 5,5 (devido à presença de ácido carbônico proveniente da solubilização de dióxido de carbono). Um químico monitorando uma região altamente industrializada observou que o pH da água da chuva era igual a 4,5.

Considerando que a acidez está relacionada com a concentração de H_3O^+, é *correto* afirmar que a água com pH 4,5 era:

a) duas vezes mais básica que o normal.
b) duas vezes mais ácida que o normal.
c) dez vezes mais básica que o normal.
d) dez vezes mais ácida que o normal.
e) cem vezes mais ácida que o normal.

18. (Fatec-SP) A conhecida escala de pH é logarítmica. A variação de uma unidade de pH nessa escala significa uma variação de 10 vezes da concentração de íons H^+ (aq). Sendo assim, considere amostras de água mineral adquiridas no comércio, que são provenientes de duas fontes naturais diferentes (tabela ao lado).

Amostra	pH
fonte 1	4,6
fonte 2	6,6

Para que uma amostra de 1 litro da água da fonte 1 origine uma solução aquosa com o mesmo pH da água mineral da fonte 2, a ela deverá ser acrescentada água destilada até atingir o volume de:

a) 2 litros. **b)** 10 litros. **c)** 20 litros. **d)** 100 litros. **e)** 200 litros.

19. (Espcex/Aman-SP) Considere uma solução aquosa de $HC\ell$ de concentração 0,1 mol · L^{-1} completamente dissociado (grau de dissociação: $\alpha = 100\%$). Tomando-se apenas 1,0 mL dessa solução e adicionando-se 9,0 mL de água pura, produz-se uma nova solução. O valor do potencia hidrogeniônico (pH) dessa nova solução será de:

a) 1,0 **b)** 2,0 **c)** 3,0 **d)** 4,0 **e)** 5,0

20. (Mack-SP) Um técnico químico dissolveu 37 mg de hidróxido de cálcio [$Ca(OH)_2$] ($\alpha = 100\%$) em água, a 25 °C, para obter 250 mL de uma solução dessa base. Dessa forma, para essa solução, ele obteve um pH igual a:

Dados: log 4 = 0,6

Massas molares em (g/mol): H = 1, O = 16 e Ca = 40.

Números atômicos (Z): H = 1, O = 8 e Ca = 20.

a) 2,4. **b)** 3,4. **c)** 11,3. **d)** 11,6. **e)** 12,6.

21. (UERN) Um indivíduo, querendo evitar uma gripe, ingere um comprimido de ácido ascórbico (vitamina C), $C_6H_8O_6$. Sabe-se que o comprimido pesa 3,52 g dissolvido em 100 mL de água.

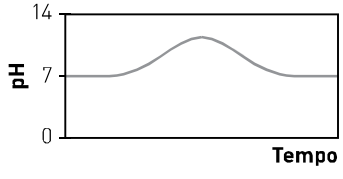
Calcule o pH dessa solução, estando ela 5% ionizada.

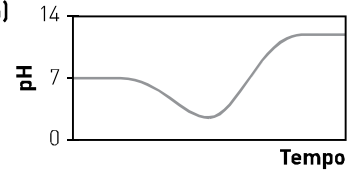
Dado: M. Molar = 174 g/mol.

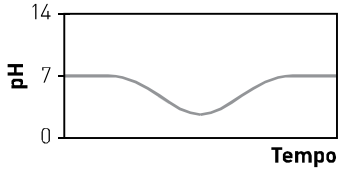
a) 0,2 **b)** 1 **c)** 2 **d)** 3

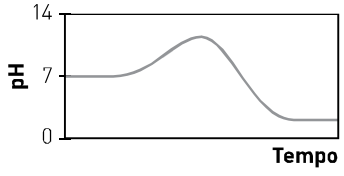
22. (Uerj) Em um reservatório contendo água com pH igual a 7, houve um descarte acidental de ácido sulfúrico. Em seguida, foi adicionada uma determinada substância de caráter básico, em quantidade suficiente para neutralizar a acidez.

O gráfico que representa o comportamento do pH durante esse processo é:

a)


b)


c)


d)


23. (PUC-RJ) Assinale a alternativa que indica o volume de solução aquosa de ácido clorídrico 0,05 mol · L^{-1} que, ao reagir com 30 mL de uma solução aquosa 1,0 mol · L^{-1} de KOH, originará uma solução com pH igual a 7.

a) 200 mL
b) 350 mL
c) 600 mL
d) 1 600 mL
e) 500 mL

24. (PUC-RS) A água da chuva em uma região poluída tem pH igual a 3,0. O volume, em litros, de uma solução de hidróxido de sódio de concentração 0,01 mol/L necessário para neutralizar completamente 100 mL de água da chuva é:

a) 0,1
b) 0,01
c) 0,001
d) 0,002
e) 0,003

25. (UFRRJ) Três soluções foram preparadas como descrito a seguir:

- Solução I:
  15,00 mL de ácido clorídrico (HCℓ) 0,01 mol · L^{-1} com 30,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,05 mol · L^{-1}.
- Solução II:
  5,00 mL de ácido clorídrico (HCℓ) 0,01 mol · L^{-1} com 5,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 mol · L^{-1}.
- Solução III:
  30,00 mL de ácido clorídrico (HCℓ) 0,2 mol · L^{-1} com 15,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,2 mol · L^{-1}.

Qual das três soluções tem o menor valor de pH? Justifique sua resposta.

26. Os intervalos de pH e as alterações de cor de três indicadores são dados abaixo.

Indicador	Intervalo de pH	Mudança de cor
alaranjado de metila	3,2-4,4	vermelho - amarelo
azul de tornassol	1,0-6,9	vermelho - azul-violeta
fenolftaleína	8,2-10,0	incolor - vermelho

Três tubos de ensaio (tubo 1, 2 e 3) contendo uma solução de pH = 7 foram testados com os indicadores acima. No tubo 1 foi adicionado alaranjado de metila, no tubo 2, azul de tornassol e no tubo 3, fenolftaleína. Assinale a alternativa que apresenta as cores observadas nos tubos 1, 2 e 3, após a adição dos indicadores, respectivamente:

a) amarelo, azul-violeta, incolor.
b) vermelho, vermelho, incolor.
c) amarelo, verde, vermelho.
d) laranja, azul-violeta, vermelho.
e) amarelo, vermelho, incolor.

27. (UFPR) As antocianinas são substâncias responsáveis por uma variedade de cores atrativas presentes em diversas frutas, flores e folhas. Essas substâncias apresentam cores diferentes em solução de acordo com sua forma, protonada ou desprotonada, podendo assim ser empregadas como indicadores de pH. Um exemplo disso é o extrato de repolho-roxo, que apresenta o seguinte perfil de cores em função do pH:

Faixa de pH	Cor observada
1,0 a 3,0	Vermelha
4,0 a 6,0	Violeta
7,0 a 9,0	Azul
10 a 12	Verde
Em valores intermediários (entre 3,0 e 4,0, 6,0 e 7,0 ou 9,0 e 10) existe uma mescla de cores.	

Suponha que fossem misturados 10 mL de uma solução de HCℓ 0,10 mol · L^{-1} com 90 mL de solução de NaOH 0,010 mol · L^{-1} e à solução resultante fossem adicionadas algumas gostas do extrato de repolho-roxo.

a) Qual é o valor do pH da solução resultante?
b) Qual é a cor observada para a solução resultante?

Aprofundando seu conhecimento

1. (Unicamp-SP) Em setembro de 2011, no Rio Grande do Sul, pessoas alegaram ter sofrido queimaduras depois de beberem um achocolatado. Em março de 2013, um caso semelhante voltou a ocorrer, agora com um suco de maçã. Em função de problemas semelhantes durante o processo de higienização, o achocolatado foi contaminado por água sanitária e o suco de maçã substituído por soda cáustica 2,5%. Pode-se afirmar que, comparados aos produtos não contaminados, os líquidos que causaram problemas aos consumidores apresentavam-se:

a) mais ácidos e, portanto, com maiores valores de pH.
b) mais ácidos e, portanto, com menores valores de pH.
c) mais básicos e, portanto, com maiores valores de pH.
d) mais básicos e, portanto, com menores valores de pH.

2. (UFRGS-RS) O ano de 2011 foi proclamado como o Ano Internacional da Química, que abordou o tema "Química – a nossa vida, o nosso futuro", envolvendo vários projetos no mundo todo.
Um dos projetos desenvolvidos foi denominado "pH do planeta – Experimento global sobre a qualidade da água". Neste projeto, alunos do mundo inteiro foram convidados a coletar amostras de água em suas regiões, a fim de mapear as condições de água no planeta.

No quadro abaixo, são mostrados alguns dados coletados no Brasil.

Local	Rio Itajaí do Sul-SC	Dique do Tororó-BA	Baía de Guanabara-RJ	Rio São Francisco-AL	Praia do Pina-PE
Natureza da água	Fluvial	Manancial de água doce	Salgada	Fluvial	Salgada
pH	6,8	8,0	7,7	6,4	8,2

Sobre esses dados são feitas as seguintes afirmações.
I. As águas fluviais analisadas apresentam concentrações de H^+ maiores que 10^{-7} mol · L^{-1}.
II. A água do dique do Tororó é imprópria para consumo humano, devido à excessiva acidez.
III. As águas salgadas analisadas apresentam concentrações de H^+ menores que as concentrações de H^+ das águas fluviais analisadas.

Quais estão corretas?
a) Apenas I. **b)** Apenas III. **c)** Apenas I e II. **d)** Apenas I e III. **e)** I, II e III.

3. (Unicamp-SP) Como um químico descreve a cerveja? "Um líquido amarelo, homogêneo enquanto a garrafa está fechada, e uma mistura heterogênea quando a garrafa é aberta. Constitui-se de mais de 8 000 substâncias, entre elas o dióxido de carbono, o etanol e a água. Apresenta um pH entre 4,0 e 4,5, e possui um teor de etanol em torno de 4,5% (v/v)."
Sob a perspectiva do químico, a cerveja:

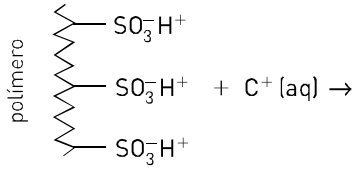
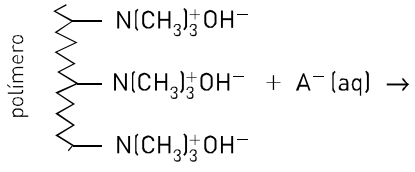
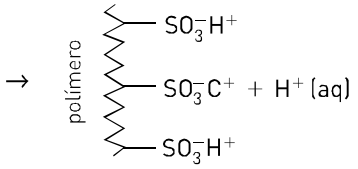
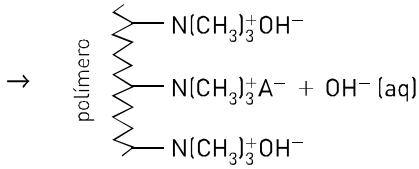
a) apresenta uma única fase enquanto a garrafa está fechada, tem um caráter ligeiramente básico e contém cerca de 45 gramas de álcool etílico por litro do produto.
b) apresenta duas fases logo após a garrafa ser aberta, tem um caráter ácido e contém cerca de 45 mL de álcool etílico por litro de produto.
c) apresenta uma única fase logo após a garrafa ser aberta, tem um caráter ligeiramente ácido e contém cerca de 45 gramas de álcool etílico por litro de produto.
d) apresenta duas fases quando a garrafa está fechada, tem um caráter ligeiramente básico e contém 45 mL de álcool etílico por 100 mL de produto.

4. (UFJF-MG) Alguns animais aquáticos apresentam limites de resistência em relação ao pH da água onde habitam. Por exemplo, a faixa de pH de sobrevivência de camarões é 5,5-5,8 e a dos caramujos é 7,0-7,5.
Considere as concentrações de H^+ nas soluções *A*, *B* e *C* apresentadas na tabela ao lado.
Sobre a sobrevivência desses animais nessas soluções é *correto* afirmar que:

Solução	**$[H^+]$ (mol · L^{-1})**
A	$= 1{,}0 \cdot 10^{-7}$
B	$< 1{,}0 \cdot 10^{-7}$
C	$> 1{,}0 \cdot 10^{-7}$

a) somente os camarões sobreviveriam na solução *A*.
b) os camarões sobreviveriam na solução *B*.
c) os caramujos sobreviveriam na solução *C*.
d) somente os caramujos sobreviveriam na solução *A*.
e) ambos os animais sobreviveriam em qualquer das três soluções *A*, *B* ou *C*.

5. (Fuvest-SP) Íons indesejáveis podem ser removidos da água, tratando-a com resinas de troca iônica, que são constituídas por uma matriz polimérica, à qual estão ligados grupos que podem reter cátions ou ânions. Assim, por exemplo, para o sal C^+A^-, dissolvido na água, a troca de cátions e ânions, com os íons da resina, pode ser representada por:

Resina tipo I — Removedora de cátions	Resina tipo II — Removedora de ânions
	
	

No tratamento da água com as resinas de troca iônica, a água atravessa colunas de vidro ou plástico, preenchidas com a resina sob a forma de pequenas esferas. O líquido que sai da coluna é chamado de eluído. Considere a seguinte experiência, em que água, contendo cloreto de sódio e sulfato de cobre (II) dissolvidos, atravessa uma coluna com resina do tipo I. A seguir, o eluído, assim obtido, atravessa outra coluna, desta vez preenchida com resina do tipo II.

Supondo que ambas as resinas tenham sido totalmente eficientes, indique:

a) os íons presentes no eluído da coluna com resina do tipo I.

b) qual deve ser o pH do eluído da coluna com resina do tipo I (maior, menor ou igual a 7). Justifique sua resposta.

c) quais íons foram retidos pela coluna com resina do tipo II.

d) qual deve ser o pH do eluído da coluna com resina do tipo II (maior, menor ou igual a 7). Justifique sua resposta.

(UFTM-MG) As informações contidas na tabela ao lado devem ser utilizadas para a resolução das questões de números **6** e **7**.

Líquido do corpo humano	Faixa de pH
suco gástrico	1,0 a 3,0
plasma sanguíneo	7,3 a 7,5
urina	4,8 a 8,4
saliva	6,5 a 7,5
leite materno	6,8 a 7,0

(CRC 2 Handbook of Chemistry and Physic)

6. O único líquido do corpo humano que é sempre ácido é:

a) o suco gástrico.

b) o plasma sanguíneo.

c) a urina.

d) a saliva.

e) o leite materno.

7. Considerando as faixas de pH apresentadas na tabela, pode-se afirmar que uma delas significa uma variação de $[H^+ (aq)]$ maior do que 1000 vezes do início ao fim da faixa. É a que corresponde:

a) ao suco gástrico.

b) ao plasma sanguíneo.

c) ao leite materno.

d) à saliva.

e) à urina.

8. (Fuvest-SP) Considere uma solução aquosa diluída de ácido acético (HA), que é um ácido fraco, mantida a 25 °C. A alternativa que mostra corretamente a comparação entre as concentrações, em mol/L, das espécies químicas presentes na solução é:

a) $[OH^-] < [A^-] = [H^+] < [HA]$

b) $[OH^-] < [HA] < [A^-] < [H^+]$

c) $[OH^-] = [H^+] < [HA] < [A^-]$

d) $[A^-] < [OH^-] < [H^+] < [HA]$

e) $[A^-] < [H^+] = [OH^-] < [HA]$

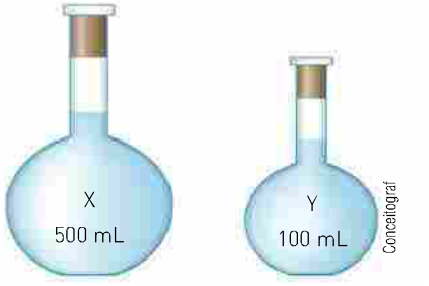
Dados, a 25 °C:

Constante de ionização do HA: $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$;

Produto iônico da água: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$;

Constantes de equilíbrio com concentrações em mol/L.

9. (Unifesp) A figura apresenta os volumes de duas soluções aquosas, *X* e *Y*, a 25 °C, com $3{,}01 \cdot 10^{14}$ e $6{,}02 \cdot 10^{19}$ íons H^+, respectivamente. Dada a constante de Avogadro, $6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot mol^{-1}$, é correto afirmar:



a) a concentração de íons H^+ na solução *X* é $2 \cdot 10^5$ vezes menor do que na solução *Y*.

b) a concentração de íons H^+ na solução *Y* é três vezes maior que na solução *X*.

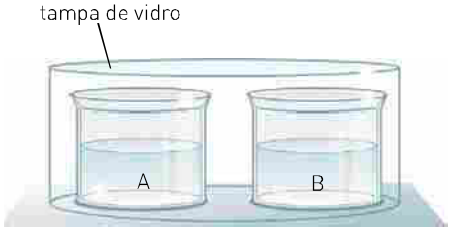
c) a solução *X* tem pH = 9, e a solução *Y* tem pH = 3.

d) ambas as soluções são ácidas.

e) ambas as soluções são básicas.

10. (Uerj) Considere dois frascos, *A* e *B*, contendo soluções distintas, descritas na tabela a seguir.
Os frascos são cobertos com uma tampa de vidro que impede a troca de matéria com o meio externo, como ilustrado.

FRASCO	COMPOSIÇÃO DAS SOLUÇÕES			
	Concentração ($mol \cdot L^{-1}$)	Volume (mL)	Soluto	Solvente
A	$1{,}00 \cdot 10^{-2}$	$5{,}00 \cdot 10^{-2}$	hidróxido de bário	água
B	$5{,}00 \cdot 10^{-2}$			



Após o fechamento do sistema, ocorrem alterações dos volumes contidos nos frascos devido a diferenças de pressão de vapor das soluções.
Admita que o soluto está completamente dissociado, não é volátil e que as condições de pressão e temperatura são respectivamente iguais a 1 atm e 25 °C.
Usando os dados fornecidos na tabela de composição das soluções, calcule o pH da solução contida no frasco *B*.
Indique, também, as alterações de volume ocorridas em cada frasco, algum tempo após o fechamento do sistema.

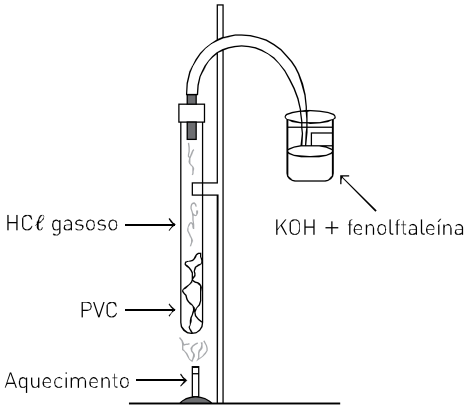
11. (PUC-RJ) Pipeta-se 50 mL de solução aquosa 0,02 mol/L de ácido clorídrico e transfere-se para um balão volumétrico de 1 000 mL, ajustando-se para esse volume a solução final, usando água pura. O pH da solução final é:

a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 7 **e)** 9

12. (UFPE) A concentração de íon hidrogênio é um fator importante no processo de digestão dos alimentos. O suco gástrico estomacal tem pH médio = 2, enquanto o suco de maçã verde tem pH = 3. Considerando soluções ideais, calcule o valor da concentração de íon hidrogênio numa solução resultante da mistura de 70 mL de suco gástrico com 30 mL de suco de maçã verde. Represente sua resposta como $C \cdot 10^{-4}$ $mol \cdot L^{-1}$ e indique o valor de C com dois algarismos significativos.

13. (UFJF-MG) Os plásticos constituem um dos materiais mais utilizados no nosso cotidiano. Em aterros sanitários municipais, os filmes do policloreto de vinila (PVC) são os mais encontrados, devido a sua ampla utilização em produtos domésticos. O PVC é um material instável em relação ao calor e à luz e se degrada a temperaturas relativamente baixas, de acordo com a reação abaixo.

$$[CH_2CHC\ell]_n \xrightarrow[\text{Calor}]{} [CH = CH]_n\,(s) + HC\ell\,(g)$$



a) O cloreto de hidrogênio liberado na reação acima pode ser detectado segundo o procedimento experimental ilustrado ao lado: inicia-se a queima e a decomposição do PVC, com liberação do $HC\ell$. O $HC\ell$ liberado entra em contato com uma solução contendo KOH e indicador. Sobre esse experimento, pergunta-se: qual é a coloração da solução contendo KOH + fenolftaleína antes e após a coleta do $HC\ell$, considerando que a solução final apresenta excesso de $HC\ell$? Justifique suas respostas.

b) A quantidade de $HC\ell$ obtida após a decomposição do PVC é 3,65 mg em 1,0 L. Calcule o pH dessa solução.

c) O $HC\ell$, estando como névoa ou vapor, é removido do ar por deposição de seus sais ou por chuva. Qual é a consequência ambiental para o meio aquático após seu contato com $HC\ell$? Justifique sua resposta.

d) O ácido clorídrico ataca muitos metais na presença de água, formando um gás inflámavel/explosivo. Dê um exemplo desse tipo de situação, indicando a reação química.

Dado: Ordem decrescente de reatividade de alguns metais:

K > Ca > Na > Mg > Aℓ > Zn > Fe > Sn > Pb > H > Cu > Hg > Ag > Au.

14. (UFG-GO) Uma solução foi preparada pela mistura de ácido clorídrico ($HC\ell$), ácido nítrico (HNO_3) e ácido sulfúrico (H_2SO_4). Sabendo-se que na solução final as concentrações molares de $HC\ell$, HNO_3 e H_2SO_4 são, respectivamente, iguais a 0,010 mol/L, 0,030 mol/L e 0,0050 mol/L, o pH da solução será igual a:

Dado: $\log_{10} 5 = 0{,}70$.

a) 5,00 **b)** 3,00 **c)** 2,70 **d)** 2,00 **e)** 1,30

15. (UFRRJ) O pH do sangue de um indivíduo saudável situa-se em determinada faixa. Para manter essa faixa de pH, o organismo utiliza vários tampões, sendo que o principal tampão do plasma sanguíneo consiste de ácido carbônico e íon bicarbonato.

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

Para que as trocas gasosas ocorram normalmente, a respiração, processo responsável pelo equilíbrio da quantidade de CO_2 no sangue, possui um tempo ideal. Distúrbios que causem aceleração da respiração removem muito CO_2, deslocando o equilíbrio acima e fazendo ocorrer a alcalose sanguínea. Já a dificuldade de respirar acumula CO_2, gerando acidose sanguínea. Ambas as situações são perigosas, pois podem causar a morte. Sabendo que as concentrações de H^+ no sangue humano podem situar-se entre $5 \cdot 10^{-8}$ e $3 \cdot 10^{-8}$ mol/L, calcule a faixa de pH do sangue.

Dado: $\log 5 = 0{,}7$; $\log 3 = 0{,}5$.

16. (UFPR) Uma empresa de água mineral escreve no rótulo de sua garrafa de 500 mL que a água apresenta pH = 7, 3. Com base nessa informação, indique a alternativa correta.

Dados: $10^{-7,3} = 5 \cdot 10^{-8}$; $10^{-6,7} = 2 \cdot 10^{-7}$; Número de Avogadro = $6{,}022 \cdot 10^{23}$.

a) A água mineral contém íons H^+ e íons OH^-.

b) A concentração de íons hidrogênio ($[H^+]$), usada para calcular o pH, é determinada em gramas de íons H^+ por litro de água (g/L).

c) A informação do rótulo indica que existem $3{,}011 \cdot 10^{16}$ íons H^+ na garrafa.

d) Essa água mineral é considerada uma água ácida.

e) Existem $2 \cdot 10^{-7}$ mol de íons OH^- na garrafa.

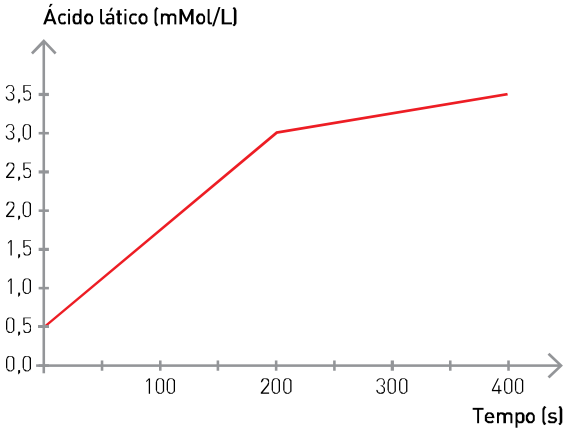
17. (UEG-GO) Considere uma solução aquosa 1,0 mol $\cdot$ L^{-1} de um ácido hipotético HA. Sabendo que essa solução apresenta o mesmo pH de uma solução aquosa com concentração $8{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol $\cdot$ L^{-1} de um outro ácido hipotético HB, responda ao que se pede.

Dados: α (HB) = 100%; $\log (8) = 0{,}9$.

a) Calcule o pH da solução que contém o ácido HB.

b) Calcule o grau de ionização do ácido HA.

18. (UFRJ) Quando um atleta pratica exercícios físicos vigorosos, o oxigênio disponível na corrente sanguínea é rapidamente consumido, levando seu metabolismo a trabalhar em condições anaeróbicas. Nessas condições, o processo de geração de energia para a contração de músculos envolve a quebra de glicose ($C_6H_{12}O_6$), produzindo ácido lático ($C_3H_6O_3$) e provocando fadiga muscular. O gráfico ao lado mostra a variação da concentração de ácido lático no sangue de um atleta durante uma competição em função do tempo *t*.



a) Calcule a taxa de formação de ácido lático entre o estado de repouso (t = 0 s) e o instante t = 200 s.

b) Como o ácido lático é um ácido fraco, de cada 100 moléculas de ácido lático dissolvidas em água, apenas quatro sofrem ionização. Calcule o pH de uma solução aquosa de ácido lático com concentração igual a 2,5 mMol/L.

19. (Unicamp-SP) A figura 1 esquematiza o sistema digestório humano, que desempenha um importante papel na dissolução e absorção de substâncias fundamentais no processo vital. De maneira geral, um medicamento é absorvido quando suas moléculas se encontram na forma neutra. Como se sabe, o pH varia ao longo do sistema digestório.

a) Associe as faixas de valores de pH (7,0-8,0; 1,0-3,0 e 6,0-6,5) com as partes do sistema digestório humano indicadas no desenho.

b) Calcule a concentração média de H^+ em mol/L no estômago. (Dados: $\log 2 = 0{,}30$; $\log 3 = 0{,}48$; $\log 5 = 0{,}70$ e $\log 7 = 0{,}85$.)

c) Em que parte do sistema digestório a substância da figura 2 será preferencialmente absorvida? Justifique sua resposta.

figura 1

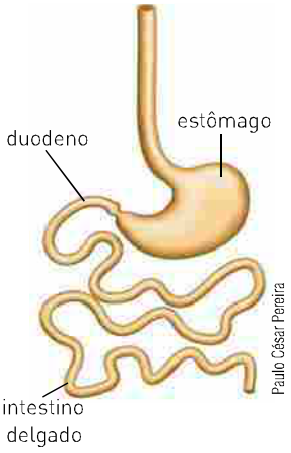
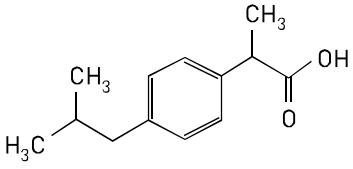


figura 2



ibuprofen

20. (UFSC) O gás cloro é comumente utilizado nas estações de tratamento de água, na etapa de desinfecção. A reação que ocorre entre o cloro e a água é a seguinte:

$$C\ell_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons HC\ell\,(aq) + HC\ell O\,(aq)$$

Indique a(s) proposição(ões) *correta(s)*.

01. As substâncias $HC\ell$ e $HC\ell O$ contêm hidrogênio ionizável.
02. O consumo de $HC\ell O$ na destruição de micro-organismos desloca o equilíbrio da reação para a esquerda.
04. No processo considerado, um átomo da molécula de cloro é oxidado e o outro é reduzido.
08. $HC\ell$ é um eletrólito forte.
16. A adição de uma base diminui o pH do sistema.
32. A neutralização equimolar do $HC\ell O$ com NaOH gera hipoclorito de sódio e água.

21. (UFRJ) A concentração de íons hidrogênio no sangue é regulada por meio do sistema tampão representado a seguir:

$$H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

a) Eliminação do CO_2 presente no sangue se dá nos pulmões, durante o processo respiratório. Em uma situação de hipoventilação, a concentração de CO_2 no sangue aumenta. Descreva o que ocorre com o pH do sangue nessa situação.

b) Considerando a concentração de ácido carbônico no sangue igual a 10^{-3} mol/L, calcule o grau de ionização do ácido carbônico quando o pH do sangue for igual a 7,0.

22. (UFF-RJ) Nas células do nosso corpo, o dióxido de carbono é produto final do metabolismo. Uma certa quantidade desse composto é dissolvida no sangue, e a reação que se processa é: $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$

Esses equilíbrios mantêm o valor do pH do sangue em torno de 7,5. Numa situação de incêndio, há um aumento na inalação de gás carbônico, acarretando elevação dos níveis de CO_2 no sangue. Nesse caso, o indivíduo sofre "acidose". O contrário é a "alcalose".

Com base nas informações, indique a opção correta.

a) O valor normal do pH do sangue é ácido.

b) A acidose é provocada quando o equilíbrio se desloca para a direita.

c) Tanto na alcalose quanto na acidose, a posição de equilíbrio não sofre alteração.

d) A alcalose tem como responsável o aumento do $[CO_2]$.

e) O pH normal do sangue independe dos valores do $[CO_2]$.

23. (PUC-RS) O dióxido de enxofre é um dos aditivos de uso mais frequente na indústria de alimentos. É adicionado em alimentos para controle do escurecimento enzimático e não enzimático, como agente antioxidante e clarificante. Quando dissolvido em água, produz íons hidrogenossulfito. As equações a seguir representam o equilíbrio que se estabelece quando dióxido de enxofre é dissolvido em água.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3 \qquad H_2SO_3 \rightleftharpoons HSO_3^- + H^+$$

Considerando a equação em equilíbrio apresentada, conclui-se que a adição de uma solução:

a) ácida (pH = 3) aumenta a concentração de H_2SO_3.

b) ácida (pH = 3) aumenta a concentração de HSO_3^-.

c) ácida (pH = 3) não altera as concentrações de H_2SO_3 e HSO_3^-.

d) básica (pH = 10) aumenta a concentração de H_2SO_3.

e) básica (pH = 10) diminui a concentração de HSO_3^-.

24. (UFRN) A concentração de CO_2 na atmosfera vem aumentando nos últimos anos. Segundo os cientistas, o aumento da quantidade desse gás, que é dissolvida no oceano, pode prejudicar particularmente os corais e as espécies que têm conchas duras.
O equilíbrio do CO_2 em solução aquosa pode ser representado pelas seguintes etapas:

$CO_2\,(g) = CO_2\,(aq)$ (1)

$CO_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) = H_2CO_3\,(aq)$ (2)

$H_2CO_3\,(aq) = HCO_3^-\,(aq) + H^+\,(aq)$ (3)

A dissolução do CO_2 no oceano provoca:

a) aumento do pH, devido à formação do ácido acético.

b) diminuição do pH, devido à formação do ácido acético.

c) aumento do pH, devido à formação do ácido carbônico.

d) diminuição do pH, devido à formação do ácido carbônico.

25. (PUC-RJ) A mistura de 0,1 mol de um ácido orgânico fraco (fórmula simplificada RCOOH) e água, suficiente para formar 100 mL de solução, tem pH 4 a 25 °C. Se a ionização do ácido em água é dada pela equação abaixo, a alternativa que tem o valor da constante de ionização desse ácido, a 25 °C, é:

$$RCOOH\,(aq) \rightleftharpoons RCOO^-\,(aq) + H^+\,(aq)$$

a) 10^{-2} **b)** 10^{-4} **c)** 10^{-6} **d)** 10^{-8} **e)** 10^{-10}

26. (UFJF-MG) O ácido nítrico é um ácido forte, enquanto o ácido metanoico tem constante de ionização igual a $1{,}0 \cdot 10^{-4}$. Quais são as concentrações, em mol $\cdot$ L^{-1}, das soluções desses ácidos que apresentam pH = 2,0, respectivamente?

a) 0,02 e 1,0 **b)** 0,02 e 0,02 **c)** 0,01 e 1,0 **d)** 0,01 e 0,01 **e)** 1,0 e 0,01

27. (UFSJ-MG) Em uma solução contendo 0,01 mol de ácido sulfúrico dissolvido em água pura, adicionaram-se 0,74 gramas de hidróxido de cálcio e a solução foi homogeneizada.
Em relação ao pH final da mistura, é correto afirmar que:

a) é igual a 7. **b)** situa-se entre 5 e 7. **c)** é maior do que 7. **d)** é menor do que 5.

28. (UEG-GO) O estômago é uma bolsa muscular e glandular que apresenta peristaltismo que facilita, por sua vez, a atuação do suco gástrico. Havendo desequilíbrios na sua concentração, faz-se necessário a utilização de antiácidos. O hidróxido de magnésio é um antiácido amplamente utilizado. A quantidade em gramas de hidróxido de magnésio, que deve ser adicionado a 1 litro de solução para aumentar seu pH de 1 para 2, é, aproximadamente, igual a:
Obs.: Admita que não ocorra variação do volume pela adição do antiácido.
Dados: Mg = 24; O = 16; H = 1.

a) 0,1 **b)** 2,6 **c)** 6,8 **d)** 13

29. (PUC-SP) Em um béquer são misturados 250 mL de solução aquosa de hidróxido de bário ($Ba(OH)_2$) de concentração 0,1 mol/L, 150 mL de solução aquosa de ácido nítrico (HNO_3) de concentração 0,2 mol/L e 100 mL de solução aquosa de ácido clorídrico ($HC\ell$) de concentração 0,18 mol/L. A solução resultante apresenta pH:

a) entre 1 e 2. **b)** entre 2 e 3. **c)** igual a 7. **d)** entre 11 e 12. **e)** entre 12 e 13.

30. (Enem-MEC) Uma das etapas de tratamento da água é a desinfecção, sendo a cloração o método mais empregado. Esse método consiste na dissolução do gás cloro numa solução sob pressão e sua aplicação na água a ser desinfectada. As equações das reações químicas envolvidas são:

$$C\ell_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons HC\ell O\,(aq) + H_3O^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

$$HC\ell O\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + C\ell O^-\,(aq) \qquad pK_a = -\log K_a = 7{,}53$$

A ação desinfetante é controlada pelo ácido hipocloroso, que possui um potencial de desinfecção cerca de 80 vezes superior ao ânion hipoclorito. O pH do meio é importante, porque influencia na extensão com que o ácido hipocloroso se ioniza.
Para que a desinfecção seja mais efetiva, o pH da água a ser tratada deve estar mais próximo de:

a) 0 **b)** 5 **c)** 7 **d)** 9 **e)** 14

31. (Ufal) A 25 °C e sob pressão parcial de CO_2 igual a 0,1 atm, a solubilidade do dióxido de carbono na água é igual a $3{,}7 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Sabendo-se que o equilíbrio, predominante, que se estabelece quando o dióxido de carbono é dissolvido na água é:

$$CO_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

cuja constante $K = 4{,}3 \cdot 10^{-7}$, calcule:

a) a concentração de H^+, em mol/L, nessa solução; **b)** o pH dessa solução.

Dado: log 2 = 0,30.

32. (Uerj) Na avaliação da qualidade do ar atmosférico, um dos testes realizados é a determinação da quantidade de CO_2. Esse teste consiste na passagem de certo volume de ar por uma solução de hidróxido de cálcio, de forma que todo o CO_2 presente seja convertido em carbonato de cálcio insolúvel.
Sabe-se que o CO_2 reage com a água produzindo ácido carbônico, cuja ionização ocorre em duas etapas e diminui o pH da água.

a) Escreva a equação química completa e balanceada que representa a reação do gás carbônico com o hidróxido de cálcio e apresente uma fórmula estrutural plana do ânion carbonato.

b) Certa amostra de água apresenta concentração de CO_2 dissolvido igual a $2{,}3 \cdot 10^{-2}$ mol · L^{-1}.
Admita que:

- 10% do CO_2 dissolvido seja convertido em ácido carbônico;
- apenas a primeira etapa de ionização desse ácido influencie o pH da água;
- a constante da primeira etapa tenha valor igual a $4{,}4 \cdot 10^{-7}$ mol · L^{-7}.

Determine o valor aproximado do pH dessa amostra de água.

33. (UFRJ) A gravura em metal é uma técnica antiga que pode produzir belas obras de arte. A técnica consiste em revestir uma placa de metal com uma camada de cera protetora. Com um instrumento pontiagudo, o artista desenha a imagem riscando a cera e descobrindo o metal. A seguir, com uma solução ácida, cria na placa sulcos onde é feito o desenho. A placa é lavada, a cera é removida e, após a aplicação de tinta, é feita a impressão da gravura.
A solução ácida e a água de lavagem utilizadas pelo artista são armazenadas em um reservatório. Em um mês de trabalho, foram consumidos dois litros de solução aquosa de ácido clorídrico 6 M, produzindo 998 litros de rejeito ácido. Para diminuir o impacto poluidor de sua atividade, o artista adicionou dois litros de uma solução aquosa de NaOH 1 M no reservatório.
Calcule o pH da solução final no reservatório.

34. (UFRGS-RS) Quando a 1,0 L de H_2SO_4 0,04 mol · L^{-1} se adicionam 3,0 L de NaOH 0,04 mol · L^{-1}, a solução resultante terá pH aproximadamente igual a:

a) 1 **b)** 2 **c)** 7 **d)** 12 **e)** 13

35. (PUC-RJ) Na ocorrência das reações químicas em solução aquosa, há aquelas que se dão entre um ácido e uma base e que comumente são denominadas reações de neutralização.

$$H^+ (aq) + OH^- (aq) \rightarrow H_2O (\ell)$$

Numa análise, na temperatura de 25 °C, 1 mL de solução de KOH 2 mol · L^{-1} foi adicionado a 100 mL de solução aquosa de HCℓ 0,01 mol · L^{-1}. Considerando que, na reação do ácido forte com a base forte, os "íons espectadores" (K^+ e $C\ell^-$) não reagem com a água, é correto afirmar que a solução resultante tem o valor de pH aproximadamente igual a:

a) 1 **b)** 2 **c)** 5 **d)** 7 **e)** 12

36. (UFJF-MG) O pH é uma característica de diferentes materiais presentes no nosso cotidiano. Ele é determinado pela concentração de íons hidrogênio (H^+) presentes em uma solução e pode variar de acordo com a composição, temperatura, concentração de sais, metais, ácidos, bases e substâncias orgânicas.

	pH
leite de magnésia	9,0
suco de limão	2,0
refrigerante	4,0
água do mar	8,0
saliva humana	6,3
vinagre	3,0
suco gástrico	2,5

a) Qual dos exemplos mostrados na tabela apresenta maior caráter básico e maior caráter ácido?

b) A acidez de um refrigerante é dada, principalmente, pela presença de gás carbônico, que é dissolvido no líquido sob pressão maior do que a atmosférica. Depois de aberto, o que deve acontecer com o pH do refrigerante, de acordo com o Princípio de Le Chatelier?

$$CO_2 (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons H^+ (aq) + HCO_3^- (aq)$$

c) O leite de magnésia, $Mg(OH)_2$, é muito utilizado para combater azia, ocasionada pelo excesso de HCℓ no estômago. Represente a equação da reação química balanceada entre essas substâncias e o nome do produto formado.

d) A acidez do suco de limão é causada, principalmente, pela presença do ácido cítrico ($K_{a_1} = 7{,}4 \cdot 10^{-4}$), a do refrigerante, pelo ácido carbônico ($K_{a_1} = 4{,}5 \cdot 10^{-7}$) e a do vinagre, pelo ácido acético ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$). Coloque os ácidos em questão em ordem crescente da força do ácido.

e) Sabendo-se que o indicador vermelho do congo apresenta coloração azul, em soluções aquosas de concentração hidrogeniônica (íons hidrogênio) maior ou igual a $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L, e vermelha, em soluções de concentração menor ou igual a $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L, qual seria a coloração das seguintes soluções, com a adição de algumas gotas do indicador vermelho do congo?

- Água do mar;
- Saliva humana;
- Suco gástrico.

37. (UFG-GO) De acordo com um estudo de indicadores ácido-base (*Química Nova*, 2006, v. 29, p. 600), o equilíbrio ácido-base do corante azul de bromofenol pode ser representado pela figura 1 e o perfil da concentração desse corante em função do pH é representado no gráfico (figura 2).

figura 1

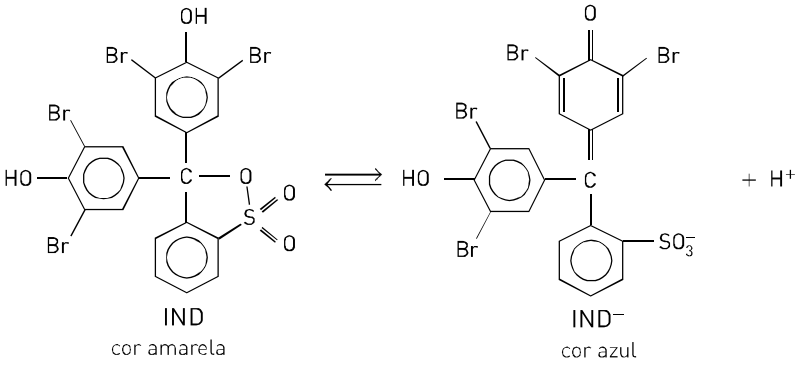
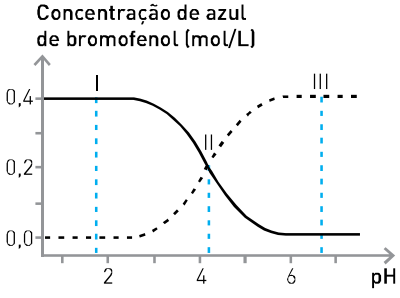


figura 2



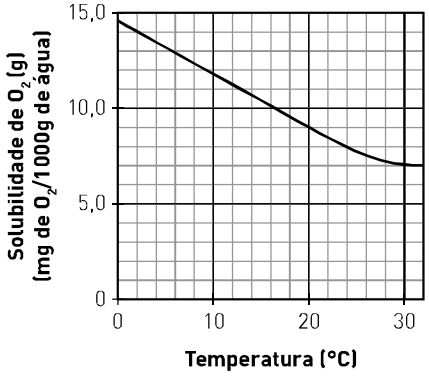
Com base nas informações apresentadas,

a) identifique as espécies químicas presentes na solução em I, II e III;

b) calcule o valor da constante de equilíbrio em II, sabendo que, nesse pH, $[H^+] = 3{,}2 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

38. (Fuvest-SP) A vida dos peixes em um aquário depende, entre outros fatores, da quantidade de oxigênio (O_2) dissolvido, do pH e da temperatura da água. A concentração de oxigênio dissolvido deve ser mantida ao redor de 7 ppm (1 ppm de O_2 = 1 mg de O_2 em 1 000 g de água) e o pH deve permanecer entre 6,5 e 8,5.

Um aquário de paredes retangulares possui as seguintes dimensões: 40 × 50 × 60 cm (largura × comprimento × altura) e possui água até a altura de 50 cm. O gráfico ao lado apresenta a solubilidade do O_2 em água, em diferentes temperaturas (a 1 atm).



a) A água do aquário mencionado contém 500 mg de oxigênio dissolvido a 25 °C. Nessa condição, a água do aquário está saturada em oxigênio? Justifique.

Dado: densidade da água do aquário = 1,0 g/cm³.

b) Deseja-se verificar se a água do aquário tem um pH adequado para a vida dos peixes. Com esse objetivo, o pH de uma amostra de água do aquário foi testado, utilizando-se o indicador azul do bromotimol, e se observou que ela ficou azul. Em outro teste, com uma nova amostra de água, qual dos outros dois indicadores da tabela dada deveria ser utilizado para verificar se o pH está adequado? Explique.

pH: 4,0 4,5 5,0 5,5 6,0 6,5 7,0 7,5 8,0 8,5 9,0 9,5 10,0 10,5 11,0	Indicador
vermelho | laranja | amarelo	Vermelho de metila
amarelo | verde | azul	Azul de bromotimol
incolor | rosa claro | rosa intenso	Fenolftaleína

Hidrólise salina

CAPÍTULO 31

Em laboratório, quando desejamos preparar uma solução aquosa ácida (pH < 7), podemos partir de um ácido ou de um óxido ácido:

$$\underset{\text{ácido}}{HC\ell\,(aq)} + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

ou, simplificadamente:

$$\underset{\text{ácido}}{HC\ell\,(aq)} \rightleftharpoons H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

$$\underset{\text{óxido ácido}}{CO_2\,(g)} + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

Da mesma maneira, quando queremos produzir uma solução básica (pH > 7), podemos partir de uma base ou de um óxido básico:

$$\underset{\text{base}}{NaOH\,(aq)} \rightleftharpoons Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

$$\underset{\text{óxido básico}}{CaO\,(s)} + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons Ca(OH)_2\,(aq) \rightleftharpoons Ca^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

Outra maneira de obtermos soluções ácidas ou básicas é a partir dos sais. Quando um sal se dissolve em água, ele se dissocia totalmente para produzir cátions e ânions, que podem reagir com a água através de um processo denominado **hidrólise salina**.

Hidrólise salina: processo em que o(s) íon(s) proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.

A reação de hidrólise de um cátion genérico (X^+) com a água pode ser representada pela equação a seguir:

$$\underset{\text{cátion}}{X^+} + \underset{\text{água}}{HOH} \rightleftharpoons XOH + H^+$$

Note que ocorreu a formação de íons H^+, o que caracteriza as soluções **ácidas**.

A hidrólise de cátions produz íons H^+.

A reação de hidrólise de um ânion genérico (A^-) com a água pode ser representada pela equação a seguir:

$$\underset{\text{ânion}}{A^-} + \underset{\text{água}}{HOH} \rightleftharpoons HA + OH^-$$

Note que ocorreu a formação de OH^-, o que caracteriza as soluções **básicas**.

A hidrólise de ânions produz íons OH^-.

Fábio Colombini

Parque Nacional da Chapada dos Veadeiros (GO), 2012.
O Cerrado brasileiro ocupa uma área aproximada de 200 milhões de hectares, abrangendo dez estados do Brasil central. Seus solos são ácidos, e, em sua maioria, deficientes dos nutrientes fundamentais e ricos em ferro e alumínio. Assim, a correção do pH do solo é feita principalmente utilizando um sal, o carbonato de cálcio. Tais características, porém, não impedem que suas espécies vegetais nativas estejam adaptadas a essas condições.

O pH da solução obtida pela dissolução do sal depende das concentrações em mol/L de H^+ e OH^- presentes na solução, as quais irão determinar se o pH será superior, inferior ou igual a 7.

A seguir, iremos estudar alguns processos de hidrólise.

Vamos comparar inicialmente a ionização dos ácidos $HC\ell$ e HCN em solução 0,1 mol/L.

$$HC\ell \rightleftharpoons H^+ + C\ell^- \quad \text{ácido forte } (\alpha = 100\%)$$
$$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^- \quad \text{ácido fraco } (\alpha < 1\%)$$

Como no equilíbrio do $HC\ell$ praticamente só existem íons, podemos concluir que o íon $C\ell^-$ não tem afinidade pelo H^+, logo a reação $H^+ + C\ell^- \longrightarrow HC\ell$ praticamente não ocorre.

Por outro lado, no equilíbrio do HCN, praticamente só existem moléculas, logo os íons CN^- têm uma grande afinidade pelo H^+ e a reação $H^+ + CN^- \longrightarrow HCN$ ocorre em grande extensão.

Considere agora as dissoluções de NaCN em água. Como os íons CN^- têm uma afinidade por H^+, eles irão retirar os íons H^+ das moléculas de água segundo a equação:

$$CN^- + HOH \longrightarrow HCN + OH^-$$

Essa é a hidrólise do íon cianeto.

Considere a dissolução do $NaC\ell$ em água. Como os íons $C\ell^-$ não têm afinidade por H^+, eles permanecem em solução, sem reagir com as moléculas de água, isto é, os íons $C\ell^-$ não sofrem hidrólise.

Podemos concluir que ânions de ácidos fracos se hidrolisam produzindo ácido e íons OH^-, que originam soluções alcalinas (pH > 7).

Vamos agora comparar a dissociação do NaOH e a ionização do NH_4OH em soluções 0,1 mol/L.

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^- \quad \text{base forte } (\alpha = 100\%)$$
$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^- \quad \text{base fraca } (\alpha = 1\%)$$

Como na solução de NaOH existem somente íons, podemos concluir que o íon Na^+ não tem afinidade pelo OH^-, logo a reação $Na^+ + OH^- \longrightarrow$ NaOH não ocorre.

Por outro lado, no equilíbrio de NH_4OH, praticamente só existe NH_4OH não ionizado, logo os íons NH_4^+ têm grande afinidade pelo OH^-, pois a reação $NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_4OH^-$ ocorre em grande extensão.

Vamos considerar a dissolução do $NH_4C\ell$ em água.

Como os íons NH_4^+ têm grande afinidade pelo OH^-, eles irão retirar íons OH^- da água segundo a reação abaixo, que representa a hidrólise do cátion amônio.

$$NH_4^+ + HOH \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$$

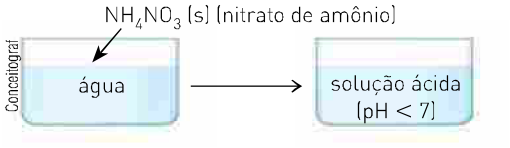
Vamos considerar agora a dissolução do $NH_4C\ell$ em água.

Como os íons Na^+ não têm afinidade por íons OH^-, não ocorre reação de hidrólise.

Podemos concluir que cátions de bases fracas se hidrolisam produzindo a respectiva base e íons H^+, que originam soluções ácidas (pH < 7).

Vejamos agora a acidez e a basicidade de soluções aquosas de sais.

HIDRÓLISE DE UM SAL DE ÁCIDO FORTE E BASE FRACA



O sal $NH_4^+NO_3^-$ é proveniente de $\begin{cases} HNO_3 = \text{ácido forte} \\ NH_4OH = \text{base fraca} \end{cases}$

Nesse caso ocorre hidrólise do cátion (NH_4^+)

$$NH_4^+ (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons NH_4OH (aq) + H^+ (aq)$$

A presença do íon H^+ justifica a acidez da solução (pH < 7).
Note que a hidrólise foi do cátion, ou seja, do íon proveniente da base fraca.

HIDRÓLISE DE UM SAL DE ÁCIDO FRACO E BASE FORTE

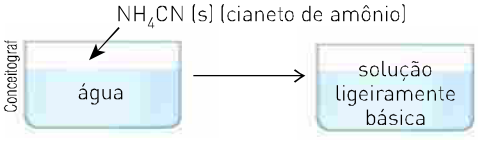
O sal K^+CN^- é proveniente de $\begin{cases} KOH = \text{base forte} \\ HCN = \text{ácido fraco} \end{cases}$

Nesse caso ocorre hidrólise do ânion (CN^-)

$$CN^- (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons OH^- (aq) + HCN (aq)$$

A presença do íon OH^- justifica a basicidade da solução (pH > 7).
Note que a hidrólise foi do ânion, ou seja, do íon proveniente do ácido fraco.

HIDRÓLISE DE UM SAL DE ÁCIDO FRACO E BASE FRACA



Veja o que ocorreu na preparação dessa solução:

$$NH_4CN (aq) + HOH (\ell) \rightleftharpoons \underset{\text{base fraca}}{NH_4OH (aq)} + \underset{\text{ácido fraco}}{HCN (aq)}$$

Sal proveniente de:

- NH_4OH
- HCN

} são ambos fracos e encontram-se praticamente não ionizados (pouco ionizados).

Assim, a reação pode ser representada por:

$$NH_4^+ (aq) + CN^- (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons NH_4OH (aq) + HCN (aq)$$

No entanto, comparando as constantes de ionização do ácido (K_a) e da base (K_b), temos:

$$HCN,\ K_a = 4{,}9 \cdot 10^{-10} \qquad NH_4OH,\ K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

Como o K_b é maior que o K_a, podemos concluir que a base está mais ionizada do que o ácido; logo, a concentração de íons OH^- é maior, o que atribui a essa solução certo caráter básico.

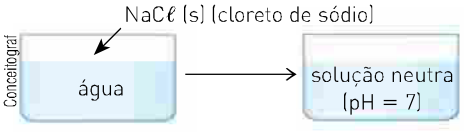
Note que os dois íons sofrem hidrólise, pois são provenientes de um ácido fraco e de uma base fraca.

Assim, soluções aquosas desse tipo de sal originam soluções ligeiramente ácidas ou básicas, dependendo do K_a e do K_b:

$K_a > K_b \Rightarrow$ solução ligeiramente ácida (pH < 7)

$K_a < K_b \Rightarrow$ solução ligeiramente básica (pH > 7)

SOLUÇÃO DE UM SAL DE ÁCIDO FORTE E BASE FORTE



Quando dissolvemos NaCℓ (s) em água, ocorre a dissociação de seus íons:

$$NaC\ell\ (s) \xrightarrow{\text{água}} Na^+ (aq) + C\ell^- (aq),$$

sendo que nem os íons Na^+ nem os íons $C\ell^-$ sofrem hidrólise.

Note que, nesse caso, **não ocorre hidrólise**, pois tanto o cátion como o ânion são provenientes de base e ácido fortes. Como as concentrações de H^+ e OH^- são iguais entre si e iguais às da água, a solução é neutra (pH = 7).

Resumo

- **Sal de ácido fraco e base forte** ⇒ caráter básico

  Hidrólise do ânion: $A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$

- **Sal de ácido forte e base fraca** ⇒ caráter ácido

  Hidrólise do cátion: $C^+ + H_2O \rightleftharpoons COH + H^+$

- **Sal de ácido fraco e base fraca** ⇒ caráter
  - ácido: $K_a > K_b$
  - básico: $K_a < K_b$

  Hidrólise do cátion e do ânion: $C^+ + A^- + H_2O \rightleftharpoons COH + HA$

- **Sal de ácido forte e base forte** ⇒ caráter neutro

  Não há hidrólise.

QUÍMICA E AGRICULTURA

Hidrólise salina e solo

O pH do solo depende da sua composição. Terrenos pantanosos têm pH por volta de 3,5, devido à presença de grande quantidade de ácidos provenientes do húmus.

Terrenos sedimentares, formados por sílica (SiO_2), devido à formação em pequena quantidade de ácido silícico (H_4SiO_4), apresentam pH próximo de 6,0. Terrenos de origem vulcânica, ricos em silicatos de cálcio e de magnésio, devido à sua hidrólise, apresentam pH superior a 7.

$$SiO_4^{4-} + 4\ HOH \rightleftharpoons H_4SiO_4 + 4\ OH^-$$

Regiões de solo calcário (carbonatos de cálcio, magnésio etc.) apresentam pH muito maior, por volta de 9.

Para corrigir a acidez dos solos, podemos adicionar CaO:

$$CaO + H_2O \rightleftharpoons Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ OH^-$$

É muito mais barato, no entanto, adicionarmos $CaCO_3$, que, por hidrólise ácida, também produz $Ca(OH)_2$.

Cada tipo de planta cresce melhor em solos que possuem uma faixa específica de pH; fora dessa faixa, elas não se desenvolvem bem nem produzem a quantidade esperada de flores e frutos.

A tabela a seguir apresenta exemplos de faixa de "pH ótimo" para algumas plantas:

Rita Barreto

A casca do ovo (indicada na fotografia) é composta de $CaCO_3$, que aumenta o pH do solo ácido.

maçã: 5,0-6,5	ervilha: 6,0-7,5
morango: 5,0-6,5	rosa: 6,0-8,0
tomate: 5,5-7,5	feijão: 6,0-7,5

Assim, caso o pH do solo não se encontre na faixa da planta cultivada, podemos alterá-lo e melhorar a colheita.

Reflita

1. O óxido de silício, também chamado de sílica, é um óxido ácido, básico ou neutro? Justifique com uma reação.
2. A hidrólise dos silicatos de cálcio e magnésio origina soluções ácidas, alcalinas ou neutras? Justifique equacionando a hidrólise.
3. Qual o tipo de sal cuja hidrólise origina uma solução com pH < 7?
4. Qual das culturas mencionadas no texto poderá ser mais favorecida pela adição de carbonato de cálcio no solo?

Para ir além

- É importante saber que, ainda que seu solo possa não ter condições ideais para cultivo, muitos ecossistemas têm suas espécies nativas adaptadas a suas condições específicas. Leia mais sobre o Cerrado, cuja foto abre este capítulo:

A elevada riqueza de espécies vegetais no bioma Cerrado é um fator que reforça a opinião de que os solos deste ecossistema não são pobres em nutrientes em relação às necessidades das plantas nativas. Atualmente, estão descritas e catalogadas mais de 12 300 espécies nativas de plantas (...) e a porcentagem de espécies endêmicas (que não ocorrem em outros lugares) chega a 44% (...). Estes fatores contribuíram para que o bioma Cerrado fosse incluído entre os 34 ecossistemas prioritários para a conservação no planeta Terra (...).

Fonte: <http://envolverde.com.br/ambiente/ciencia/qualidade-nutricional-dos-solos-do-cerrado-um-outro-ponto-de-vista/>. Acesso em: 6 mar. 2014.

Pesquise mais informações sobre esse ecossistema brasileiro e como vem sendo feito o manejo de seu solo. Você pode visitar a página da Embrapa Cerrados: <http://www.cpac.embrapa.br/#>. Acesso em: 6 mar. 2014.

CONSTANTE DE HIDRÓLISE (K_h)

Constante de hidrólise (K_h): é o nome dado à constante de equilíbrio para as reações de hidrólise.

Considerando que a $[H_2O]$ permanece constante nesses processos, temos, por exemplo:

$$NH_4^+ (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons NH_4OH (aq) + H^+ (aq) \qquad K_h = \frac{[NH_4OH]\,[H^+]}{[NH_4^+]}$$

Considerando, agora, a reação de hidrólise do CN^- (aq), temos:

$$CN^- (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons HCN (aq) + OH^- (aq) \qquad K_h = \frac{[HCN]\,[OH^-]}{[CN^-]}$$

Podemos relacionar matematicamente a constante de hidrólise (K_h), a constante de ionização da água (K_w) e as constantes de ionização de ácidos e bases (K_a e K_b).

Vamos considerar o equilíbrio da hidrólise do cátion (NH_4^+):

$$NH_4^+ (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons NH_4OH (aq) + H^+ (aq)$$

$$K_h = \frac{[NH_4OH]\,[H^+]}{[NH_4^+]}$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow [H^+] = \frac{K_w}{[OH]^-}$$

Substituindo essa expressão na de K_h, temos:

$$K_h = \frac{[NH_4OH] \cdot K_w}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}$$

Note que o pontilhado corresponde ao inverso de K_b do NH_4OH:

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} \Rightarrow \frac{1}{K_b} = \frac{[NH_4OH]}{[NH_4^+][OH^-]}$$

> *A hidrólise do cátion NH_4^+ também pode ser representada por:*
> $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$

Assim:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Essa relação pode ser aplicada para qualquer cátion que se hidrolisa.

Vamos deduzir a expressão da constante de hidrólise de outra maneira, agora para um ânion, como, por exemplo, o cianeto (CN^-).

Produto iônico da água:

$$H_2O (\ell) \rightleftharpoons H^+ (aq) + OH^- (aq) \qquad K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Ionização do ácido:

$$HCN (aq) \rightleftharpoons H^+ (aq) + CN^- (aq) \qquad K_a = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[HCN]}$$

Dividindo-se K_w por K_a, temos:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{\frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}} = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

A expressão obtida corresponde à constante de hidrólise do íon cianeto (CN^-).

$$CN^- (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons HCN (aq) + OH^- (aq)$$

$$K_h = \frac{[HCN^-] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Generalizando:

hidrólise do **cátion**: $K_h = \frac{K_w}{K_b}$ hidrólise do **ânion**: $K_h = \frac{K_w}{K_a}$

Quando ocorrem as hidrólises do cátion e do ânion, temos: $K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$.

Exercício resolvido

(UFPI) Uma solução aquosa de cloreto de amônio 0,2 mol/L apresenta um grau de hidrólise igual a 0,5%. Determine pOH, pH, $[H^+]$, $[OH^-]$ e K_h para essa solução e K_b para o NH_4OH. (K_w a 25 °C $= 10^{-14}$)

Solução

Como o cloreto de amônio ($NH_4C\ell$) é proveniente de ácido forte ($HC\ell$) e de base fraca (NH_4OH), ocorre a hidrólise do cátion NH_4^+.

Como o grau de hidrólise é igual a 0,5%, temos:

0,5 mol ___hidrolisa-se em___ 100 mol

x ___ 0,2 mol

x = 0,001 mol de NH_4^+ que se hidrolisa

Como a concentração em mol/L de H^+ é igual a 0,001 mol/L:

$[H^+] = 0{,}001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$

pH = 3

pOH = 11

$[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$

Pela tabela abaixo, podemos escrever e calcular o valor da constante de hidrólise do NH_4^+.

$$K_h = \frac{[NH_4OH]\,[H^+]}{[NH_4^+]}$$

Substituindo pelos valores obtidos no equilíbrio, temos:

$$K_h = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{0{,}2}$$

$$K_h = 5 \cdot 10^{-6}$$

Para determinar o valor de K_b, devemos aplicar a relação:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_h}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-9}$$

$$K_b = 2 \cdot 10^{-9}$$

	NH_4^+	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	NH_4OH	+	H^+
Início	0,2 mol/L		—		0		0
Proporção	consumido (hidrolisado) 0,001 mol/L		—		formado 0,001 mol/L		formado 0,001 mol/L
Equilíbrio	$\underbrace{(0{,}2 - 0{,}001)}_{\cong 0{,}2 \text{ mol/L}}$ mol/L		—		0,001 mol/L		0,001 mol/L

Exercícios fundamentais

A seguir, estão listados alguns ácidos e algumas bases:

	Fortes	Fracos
Ácidos	$HC\ell$, HNO_3, H_2SO_4	H_2CO_3, H_3CCOOH
	Fortes	**Fracas**
Bases	NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$	NH_4OH, AgOH, $A\ell(OH)_3$, $Mg(OH)_2$

Com base nessas informações, responda às questões de **1** a **9**.

Escreva a fórmula de cada um dos seguintes sais e indique se suas soluções aquosas apresentam pH igual, maior ou menor do que 7:

1. cloreto de amônio;
2. cloreto de sódio;
3. nitrato de potássio;
4. nitrato de prata;
5. bicarbonato de potássio;
6. acetato de cálcio.

Equacione a hidrólise dos seguintes sais:

7. acetato de sódio;
8. nitrato de prata;
9. sulfato de alumínio.

Testando seu conhecimento

1. (UFMS) Certos sais podem produzir soluções básicas, quando dissolvidos em água. Escolha, dentre os sais abaixo, aquele que se enquadra na proposição acima.

a) $NaC\ell$ **b)** Na_2CO_3 **c)** $NaNO_3$ **d)** Na_2SO_4 **e)** $NH_4C\ell$

2. (ITA-SP) Indique a opção que apresenta um sal que, quando dissolvido em água, produz uma solução aquosa ácida.

a) Na_2CO_3 **b)** CH_3COONa **c)** $NH_4C\ell$ **d)** $Mg(C\ell O_4)_2$ **e)** NaF

Dadas as soluções aquosas:

I. KCN II. $AgNO_3$ III. $NH_4C\ell$ IV. Na_2CO_3 V. $KC\ell$ VI. NH_4CN

Responda às questões de **3** a **8**.

3. Quais soluções apresentam caráter ácido?

4. Quais soluções apresentam caráter alcalino?

5. Em qual solução não ocorre hidrólise?

6. Em quais soluções somente o cátion se hidrolisa?

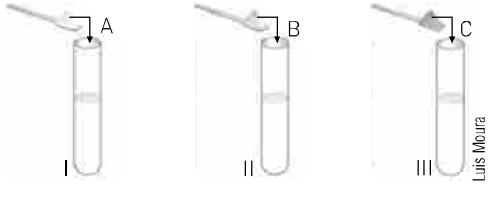
7. Em quais soluções somente o ânion se hidrolisa?

8. Em qual solução ocorre hidrólise do cátion e do ânion?

9. (Unesp) Em uma bancada de laboratório encontram-se três tubos de ensaio numerados de I a III, contendo volumes iguais de água. Alguns cristais de acetato de sódio (*A*), cloreto de sódio (*B*) e cloreto de amônio (*C*) são adicionados nos tubos I, II e III, respectivamente.

Ao medir o pH das soluções aquosas resultantes nos tubos de ensaio I, II e III, deve-se verificar que:

a) $I < 7$; $II = 7$; $III > 7$.
b) $I < 7$; $II < 7$; $III = 7$.
c) $I > 7$; $II = 7$; $III < 7$.
d) $I = 7$; $II = 7$; $III > 7$.
e) $I > 7$; $II < 7$; $III = 7$.



10. (UFC-CE) Dadas três soluções aquosas a 25 °C: NaCℓ (solução I), NaF (solução II) e $NH_4C\ell$ (solução III):

a) Apresente a ordem crescente de acidez para estas três soluções.

b) Justifique sua resposta para o item *a* através do uso de equações químicas.

11. (UFRN) Antônio presta serviços de manutenção em piscinas, aproveitando os conhecimentos adquiridos no Ensino Médio. No processo de cloração da água, ele utiliza hipoclorito de sódio (NaCℓO), um sal originário de base forte e ácido fraco. Ao dissolver certa quantidade dessa substância na água de uma piscina, o valor do pH:

a) diminui, pela acidificação da solução.

b) aumenta, pela ionização do sal.

c) aumenta, pela hidrólise do sal.

d) diminui, pela neutralização da solução.

12. (UFSJ-MG) Cascas de ovos podem ser usadas para correção da acidez do solo, sendo correto afirmar que:

a) o pH do solo aumenta por adição de substâncias ácidas ao mesmo.

b) ocorrem reações de neutralização com formação de cloreto de magnésio.

c) o pH do solo diminui devido à presença de metais em sua composição.

d) os íons H^+ deslocam o equilíbrio de solubilidade do carbonato de cálcio.

13. (Enem-MEC) A formação frequente de grandes volumes de pirita (FeS_2) em uma variedade de depósitos minerais favorece a formação de soluções ácidas ferruginosas, conhecidas como "drenagem ácida de minas". Esse fenômeno tem sido bastante pesquisado pelos cientistas e representa uma grande preocupação entre os impactos da mineração no ambiente. Em contato com oxigênio, a 25 °C, a pirita sofre reação, de acordo com a equação química:

$$4\ FeS_2\ (s) + 15\ O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow 2\ Fe_2(SO_4)_3\ (aq) + 2\ H_2SO_4\ (aq)$$

FIGUEIREDO, B. R. *Minérios e ambiente*. Campinas: Unicamp, 2000.

Para corrigir os problemas ambientais causados por essa drenagem, a substância mais recomendada a ser adicionada ao meio é o:

a) sulfeto de sódio.

b) cloreto de amônio.

c) dióxido de enxofre.

d) dióxido de carbono.

e) carbonato de cálcio.

14. (Fatec-SP) Considere as seguintes misturas:

I. leite de magnésia (suspensão aquosa de hidróxido de magnésio);
II. limonada (suco de limão, água e açúcar);
III. salmoura (cloreto de sódio dissolvido em água).

Assinale a alternativa que classifica, corretamente, essas três misturas.

	Mistura ácida	Mistura básica	Mistura neutra
a)	III	I	II
b)	II	I	III
c)	I	III	II
d)	II	III	I
e)	I	II	III

15. (UFSJ-MG) Alguns sais apresentam a propriedade de tornar as soluções aquosas ácidas ou básicas quando dissolvidos, enquanto outros não alteram o pH natural da água. O carbonato de sódio (Na_2CO_3), o cloreto de sódio (NaCℓ) e o sal amoníaco ($NH_4C\ell$) produzem, respectivamente, soluções aquosas:

a) neutra, básica e ácida.

b) ácida, neutra e básica.

c) básica, neutra e ácida.

d) ácida, ácida e neutra.

16. (UPE) Em um aquário onde a água apresentava pH igual a 6,0, foram colocados peixes ornamentais procedentes de um rio cuja água tinha pH um pouco acima de 7,0. Em razão disso, foi necessário realizar uma correção do pH dessa água. Entre as substâncias a seguir, qual é a mais indicada para tornar o pH da água desse aquário mais próximo do existente em seu ambiente natural?

a) KBr

b) NaCℓ

c) $NH_4C\ell$

d) Na_2CO_3

e) $A\ell_2(SO_4)_3$

17. (UFSM-RS) No lugar de $Mg(OH)_2$, outros compostos da tabela a seguir poderiam ser usados para ter o mesmo efeito antiácido. São eles:

	Composto
A	$NaHCO_3$
B	$NaC\ell$
C	$CaCO_3$
D	$NH_4C\ell$

a) A e B. **b)** A e C. **c)** B e C. **d)** B e D. **e)** C e D.

18. (UFC-CE) Considere o equilíbrio químico que se estabelece a partir de uma solução de acetato de sódio 0,1 mol · L^{-1} em meio aquoso, sabendo que o seu grau de hidrólise é 0,1%.

a) Copie e preencha corretamente a tabela a seguir com as concentrações em mol · L^{-1} de CH_3COO^-, CH_3COOH e OH^-. Considere constante a concentração de H_2O.

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
no início			
quantidade consumida ou formada			
no equilíbrio			

b) Qual é o valor da constante de hidrólise para a solução de acetato de sódio 0,1 mol · L^{-1} na condição de equilíbrio?

19. (Unifesp) O nitrito de sódio, $NaNO_2$, é um dos aditivos mais utilizados na conservação de alimentos. É um excelente agente antimicrobiano e está presente em quase todos os alimentos industrializados à base de carne, tais como presuntos, mortadelas, salames, entre outros. Alguns estudos indicam que a ingestão desse aditivo pode proporcionar a formação no estômago de ácido nitroso e este desencadear a formação de metabólitos carcinogênicos.

Dada a constante de hidrólise: $K_h = K_w/K_a$ e considerando as constantes de equilíbrio K_a $(HNO_2) = 5 \cdot 10^{-4}$ e $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$, a 25 °C, o pH de uma solução aquosa de nitrito de sódio $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L nesta mesma temperatura tem valor aproximadamente igual a:

a) 10 **b)** 8 **c)** 6 **d)** 4 **e)** 2

Aprofundando seu conhecimento

1. (UFV-MG) Considere as soluções resultantes das seguintes misturas:

I. ácido sulfúrico e água;
II. amônia e água;
III. carbonato de sódio e água;
IV. soluções de ácido clorídrico e hidróxido de sódio em quantidades estequiométricas;
V. gás SO_3 borbulhado em água.

Os valores do pH das soluções I, II, III, IV e V são, a 25 °C, respectivamente:

a) $> 7; < 7; > 7; > 7; > 7$
b) $< 7; > 7; > 7; = 7; > 7$
c) $< 7; > 7; > 7; = 7; < 7$
d) $> 7; < 7; = 7; > 7; = 7$
e) $< 7; > 7; > 7; = 7; = 7$

2. (UFJF-MG) Uma substância A é misturada a uma solução de fenolftaleína. Após a completa homogeneização, observa-se o aparecimento de uma coloração rosa, indicando a presença de base. Uma outra substância B é misturada a essa solução, e observa-se que a coloração rosa passou a incolor. Baseando-se nessas observações, pode-se inferir que:

a) A = sal de cozinha ($NaC\ell$) e B = vinagre (ácido acético).
b) A = bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) e B = ácido muriático ($HC\ell$).
c) A = soda cáustica (NaOH) e B = antiácido Maalox ($A\ell(OH)_3$).
d) A = amoníaco (NH_4OH) e B = leite de magnésia ($Mg(OH)_2$).
e) A = suco de limão (ácido cítrico) e B = vitamina C (ácido ascórbico).

3. (UnB-DF) A tabela seguinte apresenta as substâncias encontradas em um medicamento efervescente e suas respectivas funções.

Substância	Função
ácido acetilsalicílico	analgésico
carbonato de sódio	antiácido
bicarbonato de sódio	antiácido
ácido cítrico	acidificante do meio

A efervescência resulta de reações representadas pelas equações:

I. $NaHCO_3\,(s) + H^+\,(aq) \rightleftharpoons Na^+\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$

II. $Na_2CO_3\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightleftharpoons 2\,Na^+\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$

Com base nessas informações, julgue os itens a seguir:

a) Nesse medicamento, o carbonato de sódio apresenta caráter básico.

b) Se a água estiver mais quente, a efervescência será mais rápida.

c) Se o medicamento for adicionado a um suco de limão, a efervescência será mais lenta.

d) O ácido acetilsalicílico tem como função compensar as eventuais variações térmicas ocorridas durante a efervescência.

4. (Unesp) Em um laboratório, três frascos contendo diferentes sais tiveram seus rótulos danificados. Sabe-se que cada frasco contém um único sal e que soluções aquosas produzidas com os sais I, II e III apresentaram, respectivamente, pH ácido, pH básico e pH neutro. Estes sais podem ser, respectivamente:

a) acetato de sódio, acetato de potássio e cloreto de potássio.

b) cloreto de amônio, acetato de sódio e cloreto de potássio.

c) cloreto de potássio, cloreto de amônio e acetato de sódio.

d) cloreto de potássio, cloreto de sódio e cloreto de amônio.

e) cloreto de amônio, cloreto de potássio e acetato de sódio.

5. (PUC-RS) Considere as informações e as equações a seguir, que representam reações de neutralização total.

O papel tornassol é um indicador ácido-base bastante utilizado. Como sua faixa de viragem é ampla, ele só é usado para indicar se a solução é ácida (quando fica vermelho) ou se é básica (quando fica azul).

Equações:

I. $NaOH + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$

II. $Ba(OH)_2 + 2\,HNO_3 \rightleftharpoons Ba(NO_3)_2 + 2\,H_2O$

III. $NH_4OH + HC\ell \rightleftharpoons NH_4C\ell + H_2O$

O papel tornassol ficará azul em contato com a solução resultante na(s) reação(ões):

a) I. **b)** II. **c)** III. **d)** I e II. **e)** I, II e III.

6. (Unesp) Em um estudo sobre extração de enzimas vegetais para uma indústria de alimentos, o professor solicitou que um estudante escolhesse, entre cinco soluções salinas disponíveis no laboratório, aquela que apresentasse o mais baixo valor de pH. Sabendo que todas as soluções disponíveis no laboratório são aquosas e equimolares, o estudante deve escolher a solução de:

a) $(NH_4)_2C_2O_4$. **b)** K_3PO_4. **c)** Na_2CO_3. **d)** KNO_3. **e)** $(NH_4)_2SO_4$.

7. (UFTM-MG) Em soluções aquosas de acetato de sódio, o íon acetato sofre hidrólise:

$$H_3CCOO^-\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons CH_3COOH\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

O hidróxido de magnésio é pouco solúvel em água:

$$Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

Considere as seguintes afirmações:

I. Solução aquosa de acetato de sódio tem pH acima de 7,0.

II. Quando são adicionadas gotas de ácido clorídrico na solução de acetato de sódio, o equilíbrio da equação de hidrólise é deslocado para o lado da formação dos íons acetato.

III. Quando se adiciona solução de nitrato de magnésio na solução de acetato de sódio, o equilíbrio da equação de hidrólise é deslocado para o lado da formação do ácido acético.

Está correto o que se afirma em:

a) I, II e III. **c)** I e III, apenas. **e)** III, apenas.

b) I e II, apenas. **d)** II e III, apenas.

8. (Udesc) Um dos principais tipos de solo no Brasil é o latossolo vermelho-amarelo, que apresenta óxidos de ferro e de alumínio na sua composição. Uma amostra deste tipo de solo apresentou pH = 4,0. Analise as proposições abaixo em relação a esses dados.

I. O aumento do pH pode ser realizado pela adição de calcário, porque o carbonato CO_3^{2-} em contato com a umidade do solo hidrolisa, produzindo bicarbonato, HCO_3^-, e hidróxido, OH^-.

II. O aumento do pH pode ser realizado pela adição de salitre, que é composto principalmente por nitrato de sódio.

III. O íon alumínio ($A\ell^{3+}$) é um dos componentes responsáveis pela acidez no solo, porque na hidrólise gera íons H^+.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente as proposições II e III são verdadeiras.

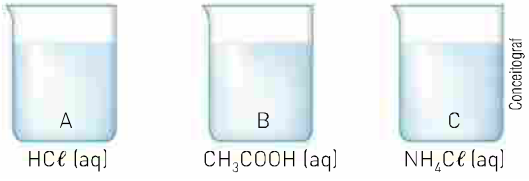
b) Somente a proposição I é verdadeira.

c) Somente a proposição II é verdadeira.

d) Somente as proposições I e III são verdadeiras.

e) Somente a proposição III é verdadeira.

9. (UFG-GO) Considere os três recipientes, contendo 100 mL das soluções a seguir, todas de concentração 0,1 mol/L.



Explique, utilizando equações químicas, o que ocorrerá com o pH em cada um dos recipientes, ao acrescentar 100 mL de $NaHCO_3$ 0,1 mol/L em cada um deles.

10. (UFMG) A amônia é um insumo para a indústria química.

a) Escreva a equação química balanceada que representa o sistema em equilíbrio resultante da reação do íon amônio, NH_4^+ (aq), com água, que forma amônia aquosa, NH_3 (aq).

b) Escreva a expressão da constante de equilíbrio, K, da reação indicada no item *a*, em função das concentrações das espécies nela envolvidas.

c) O valor da constante de equilíbrio, K, expressa no item *b*, é igual a $1 \cdot 10^{-9}$.
Calcule o valor do pH em que a concentração de NH_4^+ e a de NH_3, em uma solução aquosa de cloreto de amônio, $NH_4C\ell$, são iguais.

d) Compare o valor da constante de equilíbrio, K, calculada no item *c*, com o da constante de equilíbrio, K_w, da reação $2\ H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$; $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.
Responda se uma solução aquosa de $NH_4C\ell$ é ácida, neutra ou básica. Justifique sua resposta.

11. (PUCCamp-SP)

> Mares absorvem grande parte do CO_2 concentrado na atmosfera, tornando-se mais ácidos e quentes, segundo cientistas. A Royal Society, do Reino Unido, começou um estudo para medir os níveis de acidez dos oceanos sob a influência do aumento da concentração de dióxido de carbono. O CO_2 concentrado na atmosfera é responsável pelo efeito estufa.
>
> Na água, elevando a acidez, o gás interfere na vida de corais e seres dotados de concha, assim como diminui a reprodução do plâncton, comprometendo a cadeia alimentar de animais marinhos.
>
> (*O Estado de S. Paulo*, 24 ago. 2004.)

Em uma solução aquosa 0,10 mol/L de carbonato de sódio ocorre a hidrólise do íon carbonato:

$$CO_3^{2-}\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons HCO_3^-\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Constante de hidrólise, $K_h = 2{,}5 \cdot 10^{-4}$

Calculando-se, para essa solução, o valor de $[OH^-]$ em mol/L, encontra-se:

a) $5 \cdot 10^{-3}$ **b)** $4 \cdot 10^{-3}$ **c)** $3 \cdot 10^{-3}$ **d)** $2 \cdot 10^{-3}$ **e)** $1 \cdot 10^{-3}$

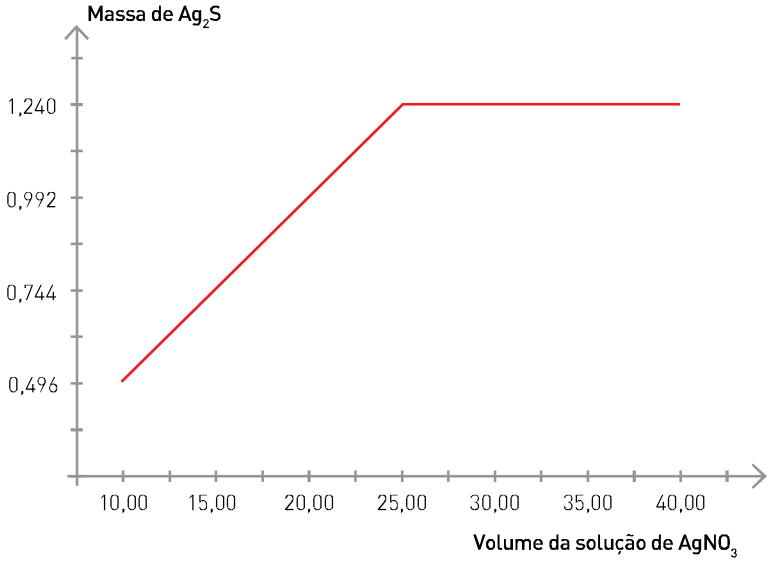
12. (UFTM-MG) A composição de um refrigerante pode apresentar diversas substâncias, dentre elas o ácido benzoico, um monoácido. Devido à baixa solubilidade deste ácido em água, é adicionado ao refrigerante na forma de benzoato de sódio. Dado que a constante de hidrólise do íon benzoato, a 25 °C, é de 10^{-10}, a concentração em mol/L de ácido benzoico formado na hidrólise deste ânion em uma solução aquosa de benzoato de sódio 0,01 mol/L, nessa mesma temperatura, é:

a) 10^{-8} **b)** 10^{-7} **c)** 10^{-6} **d)** 10^{-5} **e)** 10^{-4}

13. (Uerj) A equação balanceada a seguir representa a reação de dupla-troca entre o nitrato de prata e o sulfeto de sódio, na qual é formado o sal insolúvel sulfeto de prata.

Um experimento sobre análise quantitativa consistiu em gotejar uma solução de $AgNO_3$ sobre uma solução de Na_2S, mantendo agitação constante.

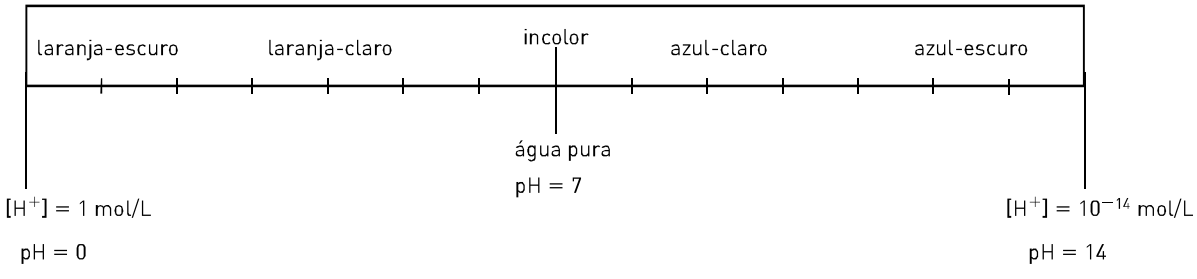
O volume da solução de $AgNO_3$ gotejado, em mililitros, e a massa de Ag_2S obtida, em gramas, foram registrados no gráfico a seguir.



a) Calcule a concentração da solução de $AgNO_3$, em $mol \cdot L^{-1}$.

b) Indique o caráter da solução de sulfeto de sódio em relação a seu pH e escreva uma equação química que comprova esse caráter.

14. (Ufal) Um indicador ácido-base é uma substância cuja coloração depende do pH da solução aquosa, na qual está dissolvido. Um indicador universal, cuja coloração depende do pH, é representado abaixo:



Considere soluções aquosas 0,10 mol/L de:

- ácido acético: $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ ... $K_{eq} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$
- acetato de amônio: $CH_3COONH_4 \rightleftharpoons CH_3COO^- + NH_4^+$

(Dado: $\log \sqrt{1{,}8} = 0{,}13$)

Sabendo que para $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ a K_{eq} é também igual a $1{,}8 \cdot 10^{-5}$, localize, em um indicador universal, as posições das soluções aquosas de ácido acético e acetato de amônio. Justifique.

15. (ITA-SP) Em um recipiente que contém 50,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em HCN foram adicionados 8,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em NaOH. Dado: K_a (HCN) $= 6{,}2 \cdot 10^{-10}$.

a) Calcule a concentração de íons H^+ da solução resultante, deixando claros os cálculos efetuados e as hipóteses simplificadoras.

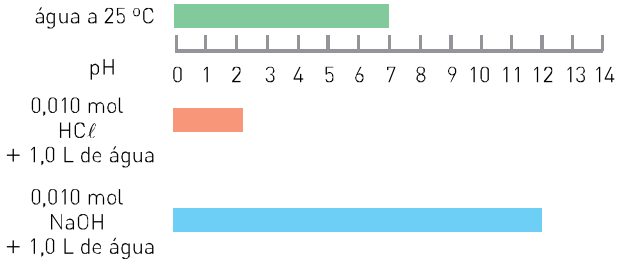
b) Escreva em seu caderno a equação química que representa a reação de hidrólise dos íons CN^-.

COMPLEMENTO

Solução-tampão

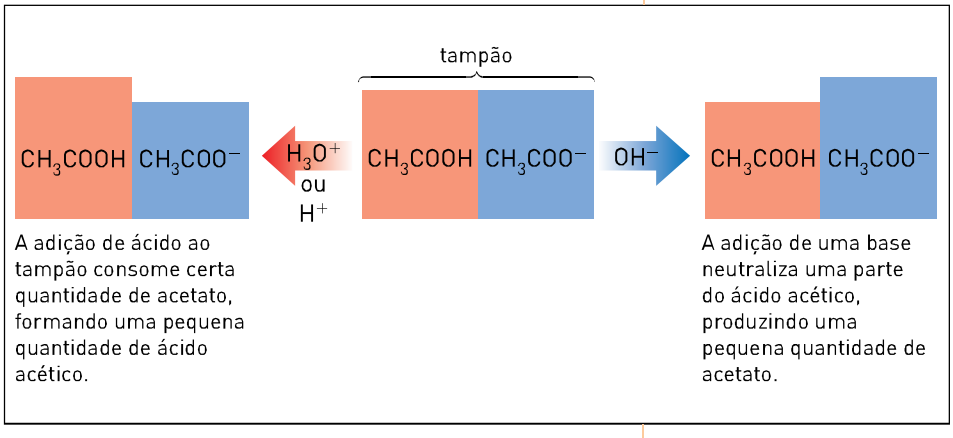
A adição de pequenas quantidades de ácido ou base à água pode provocar grandes variações de pH.

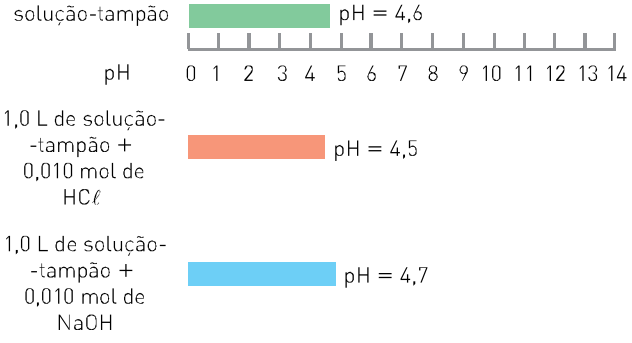
Veja as variações que ocorrem quando adicionamos separadamente, a 1,0 L de água a 25 °C, 0,010 mol de HCℓ e 0,010 mol de NaOH:



Existem soluções cujo pH não varia bruscamente com a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base. Essas soluções são conhecidas por **soluções-tampão**.

Veja as variações de pH que ocorrem quando adicionamos separadamente, a 1,0 L de solução-tampão que apresenta pH = 4,6 a 25 °C, 0,010 mol de HCℓ e 0,010 mol de NaOH.





Esse tipo de solução é formado por duas substâncias:

a) ácido fraco e um sal desse ácido (tampão-ácido);
b) base fraca e um sal dessa base (tampão-básico).

Para entender como funciona uma solução-tampão, vamos estudar uma solução genérica formada por um ácido fraco (HA) e por um sal desse ácido (NaA), que podemos representar assim:

$$\underset{\text{ácido fraco}}{HA} \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

$$NaA \rightarrow Na^+ + A^-$$

Se a ela **adicionarmos uma base**, estaremos introduzindo OH^-. Esse OH^- vai consumir o H^+ do equilíbrio, fazendo com que o ácido não ionizado se ionize, repondo o H^+ consumido e evitando grandes variações de pH.

Se a ela **adicionarmos um ácido**, estaremos introduzindo H^+. Esse H^+ vai consumir A^- que provém principalmente do sal, originando o ácido não ionizado e evitando grandes variações de pH.

Um exemplo típico de solução-tampão que contém o ácido acético (H_3CCOOH) é o sal acetato de sódio ($H_3CCOO^-Na^+$). Esse tampão é formado por concentrações iguais de ácido acético e sua base conjugada, o íon acetato, proveniente do sal.

O pH de uma solução-tampão se mantém praticamente constante quando as quantidades de ácido ou base adicionadas forem menores que as concentrações dos componentes do tampão.

Em muitas soluções, inclusive nas presentes em nosso corpo, o pH deve ser mantido em determinada faixa de valores. Por exemplo: o nosso sangue deve apresentar pH entre 7,3 e 7,5.

Se o pH sanguíneo variar acima ou abaixo dessa faixa, essa variação, mesmo sendo pequena, poderá causar sérios distúrbios ao organismo ou até mesmo levá-lo à morte.

O nosso sangue apresenta três soluções-tampão:

1) H_2CO_3/HCO_3^-;
2) $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$;
3) algumas proteínas.

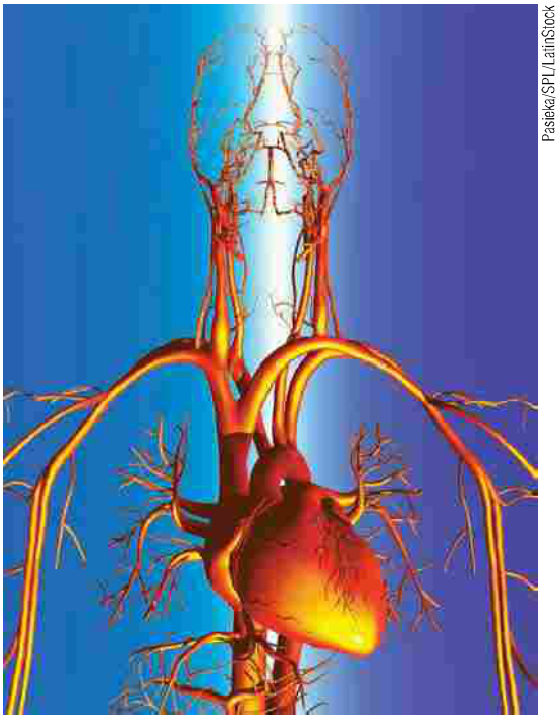
Vamos estudar um dos tampões encontrados no sangue, formado por ácido carbônico (H_2CO_3) e bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$).

A ação do tampão está relacionada aos equilíbrios existentes na solução. Observe:

$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$ ácido

$NaHCO_3 \rightleftharpoons Na^+ + HCO_3^-$ sal

Nessa solução, temos, simultaneamente, alta concentração de H_2CO_3, e HCO_3^- proveniente da dissociação do sal.



Pasieka/SPL/LatinStock

O sangue transportado pelo sistema circulatório é mantido com pH de 7,4 pela ação de soluções-tampão.

Vamos ver como a solução-tampão consegue controlar o pH quando ela sofre a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base.

a) **Adição de ácido**: suponha que certa quantidade de íons H^+ tenha sido introduzida no sangue. Esses íons vão se combinar com o ânion HCO_3^- proveniente do ácido e, principalmente, do sal, originando ácido carbônico (H_2CO_3) não ionizado.

b) **Adição de base**: suponha agora que certa quantidade de íons OH^- tenha sido introduzida no sangue. Esses íons vão retirar H^+ do equilíbrio do ácido (H_2CO_3), fazendo com que esse ácido se ionize e produza quantidade de H^+ suficiente para neutralizar o OH^- introduzido.

Em nenhum dos casos ocorre variação significativa de pH.

Diferentes soluções-tampão atuam em diferentes valores de pH. Para calcular o pH desses tampões, a concentração do ânion do sal ou a concentração do ácido, usamos a equação de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]}$$

Para a solução-tampão estudada no texto, teríamos:

$$pH = pK_a + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

O pH de uma solução-tampão é controlado, primeiramente, pela força do ácido (K_a) e, num segundo momento, pelas quantidades relativas do ânion proveniente do sal e do ácido. Essa equação é válida quando a relação [ânion do sal]/[ácido] for maior que 0,1 e menor que 10.

Para tampões formados por uma base fraca e um sal dessa base, o cálculo do pH da solução-tampão pode ser obtido pela expressão:

$$pH = pK_w - pK_a - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

Exercício resolvido

1. Qual deve ser a concentração de íons acetato (H_3CCOO^-) presentes em soluções de ácido acético (H_3CCOOH) 0,500 mol/L para produzir uma solução com pH = 5,00?

(Dados: $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $-\log K_a = pK_a = 4{,}74$; $10^{0,26} = 1{,}8$.)

Solução

Uma das maneiras de se resolver esse tipo de exercício seria trabalhar com a constante de ionização do ácido e adequá-la ao tampão.

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [H_3CCOO^-]}{[H_3CCOOH]} \qquad pH = 5 \rightarrow [H^+] \cdot 10^{-5}\ \text{mol/L}$$

$$1{,}8 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-5} \cdot [H_3CCOO^-]}{0{,}5} \quad [H_3CCOOH] = 0{,}500\ \text{mol/L}$$

$$[H_3CCOO^-] = 0{,}9 \cdot \text{mol/L}$$

Outra maneira de resolver o exercício seria aplicar a equação de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$5{,}00 - 4{,}74 \log = \frac{[H_3CCOO^-]}{0{,}500} \Rightarrow$$

$$5{,}00 - 4{,}47 = \log \frac{[H_3CCOO^-]}{0{,}500}$$

$$0{,}26 = \log \frac{[H_3CCOO^-]}{0{,}500} \Rightarrow 10^{0,26} = \frac{[H_3CCOO^-]}{0{,}500}$$

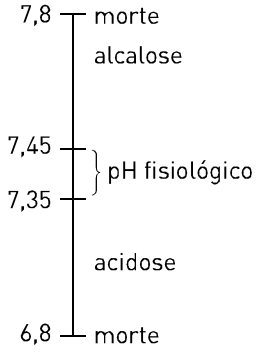
$$[H_3CCOO^-] = 0{,}500 \cdot 1{,}8 = 0{,}9\ \text{mol/L}$$

Exercícios

1. (PUCCamp-SP) No plasma sanguíneo há um sistema-tampão que contribui para manter seu pH dentro do estreito intervalo 7,35-7,45.

Valores de pH fora deste intervalo ocasionam perturbações fisiológicas:

Entre os sistemas químicos a seguir, qual representa um desses tampões?



a) H_2CO_3/HCO_3^-.
b) H^+/OH^-.
c) $HC\ell/C\ell^-$.
d) NH_3/OH^-.
e) glicose/frutose.

2. (UFPI) Qual dos pares seguintes é indicado para formar uma solução-tampão?

a) ácido sulfúrico/sulfato de sódio
b) ácido acético/acetato de sódio
c) hidróxido de amônio/hidróxido de sódio
d) ácido clorídrico/cloreto de sódio
e) ácido propiônico/ácido butanoico

3. (UFPA) A adição de uma pequena quantidade de ácido ou base produzirá uma variação desprezível no pH da solução de:

a) $NH_4C\ell$.
b) $NH_4C\ell$/NaOH.
c) $NH_4C\ell/HC\ell$.
d) $NH_4C\ell/NaC\ell$.
e) $NH_4C\ell/NH_4OH$.

4. (UFMG) Considere as seguintes experiências:

I. O pH de um litro de sangue (~7,5) sofre apenas pequena alteração quando lhe é adicionado 0,01 mol de NaOH (s).

II. O pH de um litro de água pura passa de 7 para 12, pela dissolução de 0,01 mol de NaOH (s).

A alternativa que apresenta a explicação para a diferença de comportamento entre o sangue humano e a água pura é:

a) As soluções fracamente ácidas resistem a variações de pH.
b) As soluções fracamente básicas resistem a variações de pH.
c) O NaOH (s) é insolúvel no sangue humano.
d) O sangue e uma solução 0,01 mol/L de NaOH têm o mesmo pH.
e) O sangue humano é uma solução tamponada.

5. (PUC-PR) Em um recipiente adequado são misturados 100 cm^3 de solução aquosa de ácido acético 0,1 M e 100 cm^3 de solução aquosa de acetato de sódio 0,1 M.

Sobre o sistema resultante são feitas as afirmações a seguir. Indique a correta:

a) A ionização do ácido acético não é afetada pelo acetato de sódio.
b) O acetato de sódio presente no sistema favorece a ionização do ácido acético.
c) A adição de 0,1 cm^3 de solução aquosa de NaOH 0,1 M não deve ocasionar variação significativa de pH no sistema.
d) A adição de 0,1 cm^3 de solução aquosa de $HC\ell$ 0,1 M vai ocasionar uma variação significativa de pH no sistema.
e) O pH do sistema independe da quantidade de acetato de sódio presente.

6. (Uneb-BA) Quando os íons H^+, presentes no estômago, entram em contato com soluções aquosas preparadas com certos comprimidos antiácidos efervescentes, estabelecem-se os equilíbrios representados por:

$$2\ H^+\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq) \rightleftharpoons H_2CO_3\ (aq)$$

$$H^+\ (aq) + HCO_3^-\ (aq) \rightleftharpoons H_2CO_3\ (aq)$$

$$H_2CO_3\ (aq) \rightleftharpoons H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$$

Com base nessa informação, pode-se afirmar:

a) O H_2CO_3 é uma substância anfiprótica.
b) O HCO_3^- é o íon bicarbonato.
c) H_2CO_3 e HCO_3^- formam solução-tampão.
d) Os equilíbrios apresentados são homogêneos.
e) As equações indicam as dissociações do H_2CO_3.

7. (UFMG) 1,00 mol de ácido acético e 1,00 mol de acetato de sódio são dissolvidos em água. O volume da solução é de 1,00 L e seu pH igual a 4,74. Se à solução for adicionado 0,0500 mol de $HC\ell$, o pH passa a ser 4,27. A mesma quantidade de $HC\ell$ adicionada a 1 L de água pura faria o pH variar de 7,00 para 1,30. O sistema de ácido acético e acetato de sódio constitui uma solução-tampão, na qual ocorre o equilíbrio representado pela equação:

$$CH_3CO_2H\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + CH_3CO_2^-\ (aq)$$

1. Levando em conta esse equilíbrio, *explique* como a solução-tampão impede uma grande variação de pH, quando se adicionam a ela pequenas quantidades de ácido.
2. *Explique* como a solução-tampão reagirá à adição de pequenas quantidades de base.

8. (Unicap-PE) Suponha uma solução formada por 0,2 mol/litro de ácido acético e 0,2 mol/litro de acetato de sódio. (Dado: $K_a = 10^{-5}$.)

Decida quais das afirmações a seguir são verdadeiras e quais são falsas.

a) A solução constitui um sistema tamponado.
b) O pH da solução formada pelo ácido e o sal correspondente é 5.

c) O pH da solução, após a adição de pequenas quantidades de NaOH 0,1 M, é pouco maior que 5.

d) Se fossem adicionadas algumas gotas de um ácido forte, o pH seria pouco menor que 5.

e) Ao adicionar o NaOH, as hidroxilas são retiradas da solução pelas moléculas não ionizadas do ácido acético, evitando grande variação de pH.

9. (Unimontes-MG) O pH do sangue (7,35-7,45) é controlado inicialmente pelo sistema tamponante ácido carbônico/hidrogenocarbonato.

A razão $[HCO_3^-]$: $[H_2CO_3]$ normal no sangue é 20 : 1. Quando essa razão aumenta, o pH do sangue sobe acima da faixa normal e tem-se uma condição de alcalose. De modo contrário, quando a razão diminui, o pH do sangue decresce e tem-se a acidose.

As equações abaixo representam a dissolução do CO_2 em meio aquoso e a dissociação do ácido carbônico.

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq)$$

$$H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

De acordo com essas informações, responda:

a) Uma vez que a concentração molar de ácido carbônico, H_2CO_3, é controlada pela respiração, o que acontece com o pH do sangue — aumenta, diminui ou não se altera — quando expiramos? Explique.

b) Supondo que, em determinada situação, as concentrações em mol/L de HCO_3^- e H_2CO_3, no sangue, são $1{,}25 \cdot 10^{-2}$ e $2{,}50 \cdot 10^{-3}$, respectivamente, tem-se uma condição de alcalose ou de acidose? Justifique sua resposta.

10. (UFPB) Soluções-tampão são sistemas químicos muito importantes na Medicina e na Biologia, visto que muitos fluidos biológicos necessitam de um pH adequado para que as reações químicas aconteçam apropriadamente.

O plasma sanguíneo é um exemplo de um meio tamponado que resiste a variações bruscas de pH quando se adicionam pequenas quantidades de ácidos ou bases.

Se a uma solução 0,01 mol · L^{-1} de ácido nitroso (HNO_2, $K_a = 5 \cdot 10^{-4}$) for adicionado igual volume de nitrito de sódio ($NaNO_2$) também 0,01 mol · L^{-1}, determine:

a) o pH da solução do ácido;

b) o pH da solução-tampão resultante depois da adição do sal à solução do ácido. (Dado: log 5 = 0,7.)

11. (UFC-CE) Admite-se que a sensação de cansaço, após a prática de exercícios físicos, é consequência do acúmulo de ácido lático ($K_a = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$) nos músculos. Tal substância se dissocia, originando o seguinte equilíbrio químico:

$$\underset{\text{ácido lático}}{CH_3CH(OH)COOH\,(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{íon lactato}}{CH_3CH(OH)COO^-\,(aq)} + H^+\,(aq)$$

Assumindo o valor do pH da corrente sanguínea, pH = 7,0, qual a razão entre as concentrações do íon lactato e do ácido lático?

12. (UPE) Adicionou-se a 1,0 L de um tampão, constituído por ácido acético e acetato de sódio, contendo 0,30 mol de ácido e 0,30 mol de sal, uma quantidade de hidróxido de sódio sólido, que provocou um aumento de 0,30 no pH do tampão.

Adicionando-se a mesma quantidade de hidróxido de sódio a 1,0 L de água destilada, a 25 °C, o pH da solução alcalina será igual a:

Dados: $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, log 2 = 0,30 e log 1,8 = 0,26

a) 8,5. c) 13,0. e) 11,5.

b) 12,5. d) 10,8.

13. (UPE) Preparou-se um tampão misturando-se X mL de uma solução de ácido acético 0,40 M com Y mL de uma solução de acetato de sódio 0,8 M. Os volumes em mL das soluções que devem ser misturadas para se obter 500,0 mL de um tampão de pOH = 8,96, são, respectivamente:

Dados: $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, log 2 = 0,30 e log 1,8 = 0,26

a) 200,00 e 300,00. d) 300,00 e 200,00.

b) 400,00 e 100,00. e) 100,00 e 400,00.

c) 250,00 e 250,00.

14. (UPE) Adiciona-se 0,01 mol de NaOH (s) a um litro de um tampão HA/A^-, contendo 0,31 mol de HA e 0,59 mol de A^-. O pH da solução resultante será:

Dados: $K_a = 10^{-4}$ e log 2 = 0,30

a) 3,70. c) 4,28. e) 2,0.

b) 4,30. d) 0,02.

15. (UPE) Preparou-se 1,0 L de um tampão, misturando-se 0,10 mol de um sal BA com 0,001 mol de um ácido fraco HA. O pH do tampão é igual a 5,85. Qual a K_a do ácido utilizado na preparação do tampão?

Dado: $10^{0,15} = 1{,}41$

a) $1{,}51 \cdot 10^{-4}$ d) $1{,}85 \cdot 10^{-5}$

b) $1{,}41 \cdot 10^{-4}$ e) $1{,}51 \cdot 10^{-5}$

c) $1{,}85 \cdot 10^{-4}$

16. (Unirio-RJ) Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4 g de NH_4NO_3 e 0,10 L de solução aquosa 0,080 mol/L de NH_4OH. Sendo assim, determine:

a) o pH desta solução;

b) o pH após a adição de 700 mL de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos. (Dados: $K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; log 1,8 = 0,26; H = 1; N = 14; O = 16.)

17. (UFPR) A forma dos fios do cabelo (liso ou ondulado) se deve à forma das estruturas proteicas da queratina. Promovendo reações químicas nas ligações dissulfeto (RSSR) presentes na proteína, é possível alterar sua estrutura e com isso mudar a forma do cabelo. O método baseia-se na redução dos grupos RSSR a RSH, por uma solução do ácido tioglicólico (também conhecido como ácido 2-mercaptoacético ou ácido 2-mercaptoetanoico) em uma solução de amônia (pH 9). Feito isso, os fios de cabelo ficam "livres" para serem moldados na forma desejada. Na sequência, uma solução de água oxigenada (solução de peróxido de hidrogênio, H_2O_2) promove a oxidação dos grupos RSH novamente a RSSR, "congelando" a estrutura das proteínas na forma moldada.

Acerca das informações fornecidas, pede-se:

Sabendo que o pKa do ácido tioglicólico é 3,73, calcule a razão de concentração entre as espécies desprotonada e protonada do ácido tioglicólico em pH 9, condição da solução de amônia descrita no texto.

18. (UFPE) O ácido lático apresenta $pK_a = 3{,}82$. Qual o valor aproximado do pH de uma solução de ácido lático 0,1 mol L^{-1} em água? Assinale o inteiro mais próximo de sua resposta após multiplicá-la por 10 (dez).

19. (UFF-RJ) A fenolftaleína, incolor, é um indicador ácido-base utilizado nas titulações com o objetivo de caracterizar a acidez da solução. Sua coloração muda de incolor para rósea em pH 8,00 e é completamente rósea quando o pH alcança o valor 9,80.

Determine se a fenolftaleína assumirá coloração rósea permanente:

a) em uma solução que contém 1,0 mL de hidróxido de amônio 0,10 M, dissolvido em 25,0 mL de água pura.

b) na mesma solução anterior, sabendo-se que a ela foi adicionado 0,10 g de cloreto de amônio. Considere que $K_b = 1{,}00 \cdot 10^{-5}$ e despreze a adição de volumes.

Titulação ácido-base

Vamos estudar três tipos de reações envolvendo neutralização, com a finalidade de construir as diferentes curvas de titulação.

Uma curva de titulação ácido-base é obtida utilizando-se um pHmetro e anotando-se os valores de pH e a quantidade de ácido adicionado à base, ou a quantidade de base adicionada ao ácido.

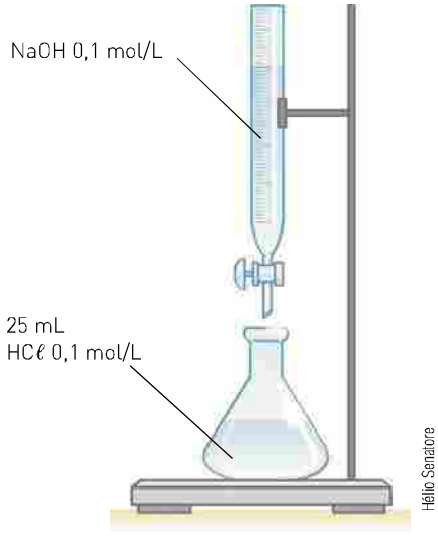
Titulação de ácido forte e base forte

Vamos considerar a titulação envolvendo o HCℓ (aq) e o NaOH (aq).

A reação que ocorre pode ser representada por:

$HC\ell\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow NaC\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell)$

Adicionaremos nesse experimento uma solução 0,1 mol/L de NaOH, contida na bureta, a 25 mL de uma solução 0,1 mol/L de HCℓ, contida no erlenmeyer.



Hélio Senatore

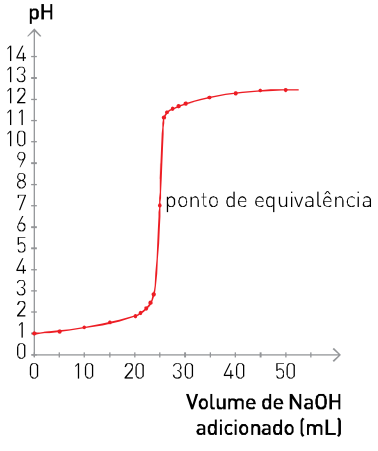
No início da titulação no erlenmeyer, temos somente HCℓ 0,1 mol/L. Portanto, o seu pH é igual a 1. À medida que adicionamos NaOH, o pH da solução gradualmente aumenta. Quando o volume de NaOH adicionado chega a 25 mL, ocorre a neutralização total do ácido e da base, e é atingido o ponto de equivalência (pH = 7). A partir daí, a adição de mais uma gota de NaOH à solução neutra provocará aumento brusco do pH, pois a solução terá se tornado básica.

EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE E EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

Volume de NaOH adicionado (mL)	pH
0,0	1,00
5,0	1,18
10,0	1,37
15,0	1,60
20,0	1,95
22,0	2,20
24,0	2,69
25,0	7,00
26,0	11,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 10. ed. New York. McGraw-Hill, 2009.

A tabela da curva de titulação mostra os valores de pH da solução resultante da adição de NaOH à solução de HCℓ, para vários valores de NaOH adicionados.



Em uma titulação ácido-base, dizemos que é atingido o ponto de equivalência no instante em que a reação ocorreu em proporção estequiométrica.

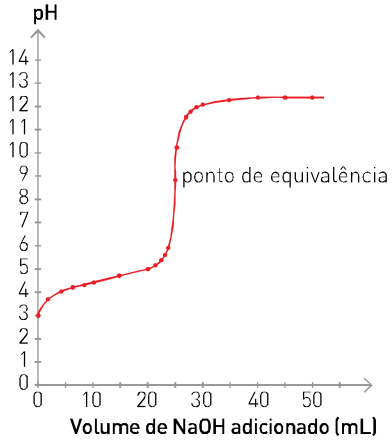
Titulação de um ácido fraco e uma base forte

Vamos considerar a titulação envolvendo H_3CCOOH (aq) e o NaOH (aq).

A reação que ocorre pode ser representada por:

$H_3CCOOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_3CCOO^-Na^+(aq) + H_2O(\ell)$

Nesse experimento, adicionaremos uma solução 0,1 mol/L de NaOH, contida na bureta, a 25 mL de uma solução 0,1 mol/L de H_3CCOOH.



Volume de NaOH adicionado (mL)	pH
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
22,0	5,61
24,0	6,12
25,0	8,72
26,0	10,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 10. ed. New York. McGraw-Hill, 2009.

No erlenmeyer temos:

$25\ mL = 25 \cdot 10^{-3}\ L$ H_3CCOOH 0,1 mol/L

$1\ L$ _____ $0,1\ mol\ H_3CCOOH$

$25 \cdot 10^{-3}\ L$ _____ x

$x = 2,5 \cdot 10^{-3}\ mol\ H_3CCOOH$

Como nessa reação a proporção estequiométrica é de 1 : 1, para neutralizarmos $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol de H_3CCOOH são necessários $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH. Essa quantidade está presente em 25 mL de NaOH 0,1 mol/L. Nesse instante é atingido o ponto de equivalência.

No gráfico, notamos que no ponto de equivalência o pH é maior do que 7 (pH = 8,72). Isso se deve à hidrólise do sal proveniente de base forte e ácido fraco, o acetato de sódio ($H_3CCOO^-Na^+$).

H_3CCOO^- (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftharpoons$ H_3CCOOH (aq) + OH^- (aq)

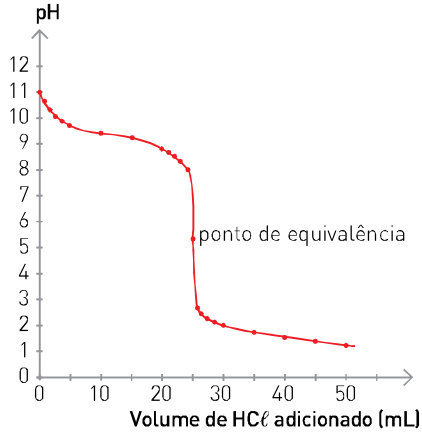
Titulação de ácido forte e base fraca

Vamos considerar a titulação envolvendo o $HC\ell$ (aq) e o NH_4OH (aq).

A reação que ocorre pode ser representada por

$HC\ell$ (aq) + NH_4OH (aq) $\rightarrow$ $NH_4C\ell$ (aq) + H_2O (ℓ)

Nesse experimento, adicionaremos uma solução 0,1 mol/L de $HC\ell$, contida na bureta, a 25 mL de uma solução de NH_4OH 0,1 mol/L contida no erlenmeyer.



Volume de $HC\ell$ adicionado (mL)	pH
0,0	11,13
5,0	9,86
10,0	9,44
15,0	9,08
20,0	8,66
22,0	8,39
24,0	7,88
25,0	5,28
26,0	2,70
28,0	2,22
30,0	2,00
35,0	1,70
40,0	1,52
45,0	1,40
50,0	1,30

Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 10. ed. New York. McGraw-Hill, 2009.

Como nessa reação a proporção estequiométrica é de 1 : 1, e os reagentes apresentam a mesma concentração (0,1 mol/L), para neutralizar 25 mL de NH_4OH 0,1 mol/L, isto é, atingir o ponto de equivalência, devemos adicionar 25 mL de $HC\ell$ 0,1 mol/L.

Notamos no gráfico que, no ponto de equivalência, o pH é menor do que 7 (pH = 5,28). Isso se deve à hidrólise do sal proveniente de um ácido forte e uma base fraca, o cloreto de amônio ($NH_4C\ell$):

$$NH_4^+ (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons NH_4OH (aq) + H^+ (aq)$$

> *Não é comum estudar a titulação de ácido fraco e base fraca devido às hidrólises tanto do cátion como do ânion.*

A determinação do ponto de equivalência pode ser feita utilizando um pH neutro ou um indicador apropriado, cuja faixa de viragem contenha o pH do ponto de equivalência. Veja alguns indicadores adequados aos três casos de titulações estudados.

Titulação de ácido forte e base forte

Ponto de equivalência pH = 7

Nesse caso, o indicador ideal deve ter uma faixa de viragem ao redor do pH = 7. Porém, como nessas titulações o pH muda rapidamente em uma grande faixa de valores, a maioria dos indicadores pode ser usada.

Titulação de ácido fraco e base forte

Ponto de equivalência pH > 7

Nesse caso, o indicador deve ter uma faixa de viragem com pH maior do que 7, como a fenolftaleína (pH: 8,2 — 10).

Titulação de ácido forte e base fraca

Nesse caso, o indicador deve ter uma faixa de viragem com pH menor do que 7, como o azul de bromotimol (pH: 6 — 7,6).

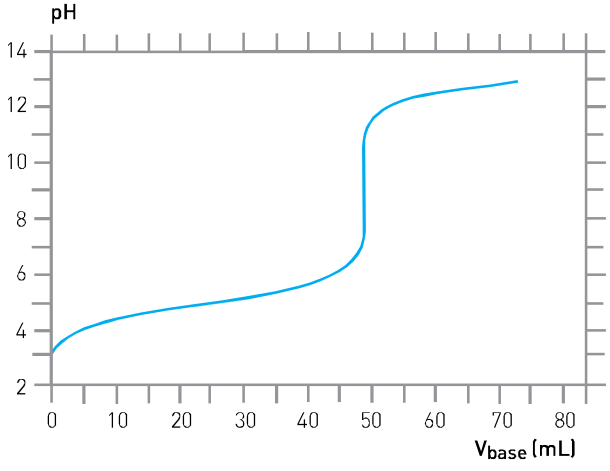
Exercício resolvido

Considere a curva de titulação a seguir, de um ácido fraco com uma base forte.

a) Qual o valor do pH no ponto de equivalência?

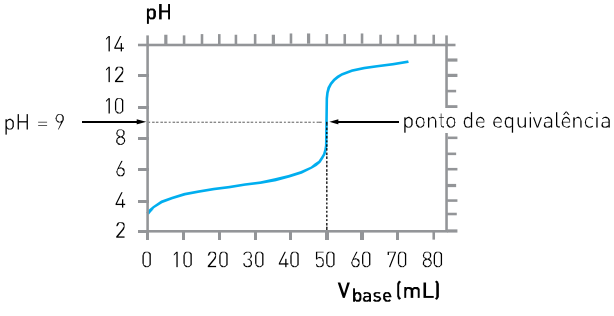
b) Em qual(is) intervalo(s) de volume de base adicionado o sistema se comporta como tampão?

c) Em qual valor de volume de base adicionado o pH é igual a pK_a?



Solução

a) O ponto de equivalência ocorre em pH = 9:



b) O sistema se comporta como tampão quando a relação entre as concentrações do ácido fraco e do seu sal fica entre 1 : 10 e 10 : 1, o que ocorre quando o volume adicionado de base varia de 5 a 45 mL.

c) Pela expressão: $pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]}$

Quando o volume de base neutralizar a metade da quantidade de ácido, teremos em solução uma relação:

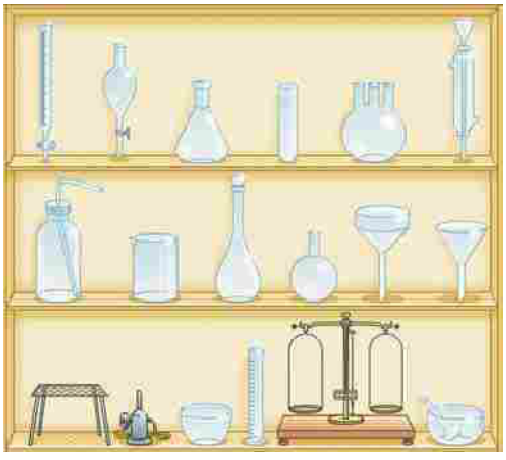
$$\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 1$$

Logo, $pH = pK_a$.

No ponto de equivalência (final da titulação), o volume da base fica igual a 50 mL. Na metade da titulação o volume da base é igual a 25 mL, e teremos $pH = pK_a$.

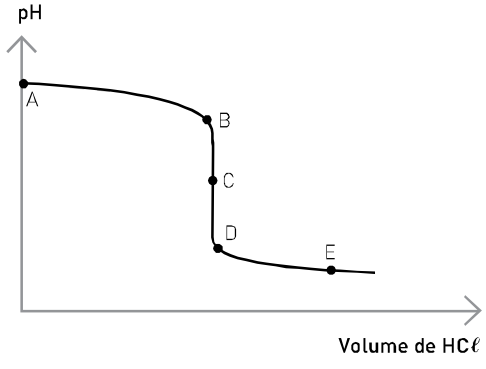
Exercícios

1. (UFG-GO) O desenho a seguir representa um armário de um laboratório de química:


Hélio Senatore

Escolha, entre os objetos do armário, o(s) equipamento(s) necessário(s) para se determinar, utilizando-se a técnica de titulação, o grau de pureza de 10 gramas de ácido cítrico, que é sólido na temperatura ambiente. Dê o(s) nome(s) e descreva o processo de utilização desse(s) equipamento(s).

2. (PUC-MG) Considere o gráfico que representa a variação do pH de uma solução 0,1 mol/L de NaOH, quando se adiciona gradualmente uma solução 0,1 mol/L de HCℓ.



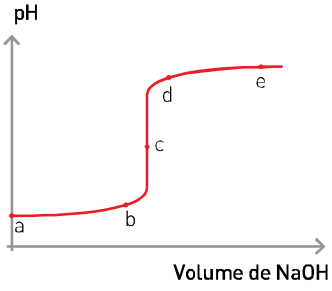
Analise as afirmações:

I. O ponto *A* corresponde ao pH inicial da base.
II. O ponto *C* corresponde ao pH de neutralização do NaOH pelo HCℓ.
III. O ponto *B* corresponde à neutralização parcial do NaOH.
IV. O ponto *D* corresponde ao pH da mistura com excesso de NaOH.
V. O ponto *E* corresponde à concentração final da base.

Responda qual é a alternativa correta:

a) somente I.
b) somente II e V.
c) somente I, II, III.
d) somente I, II, III e V.
e) todas as alternativas.

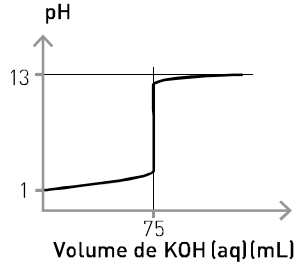
3. (UFPE) Considere o gráfico que representa a variação do pH de uma solução 0,1 M de HCℓ quando se adiciona gradualmente uma solução 0,1 M de NaOH.



Identifique os itens corretos.

a) O ponto *e* corresponde ao pH inicial do ácido.
b) O ponto *c* corresponde ao pH de neutralização do HCℓ pelo NaOH.
c) O ponto *a* corresponde à concentração final do HCℓ.
d) O ponto *b* corresponde à neutralização parcial do HCℓ.
e) O ponto *d* corresponde ao pH da mistura com excesso de NaOH.

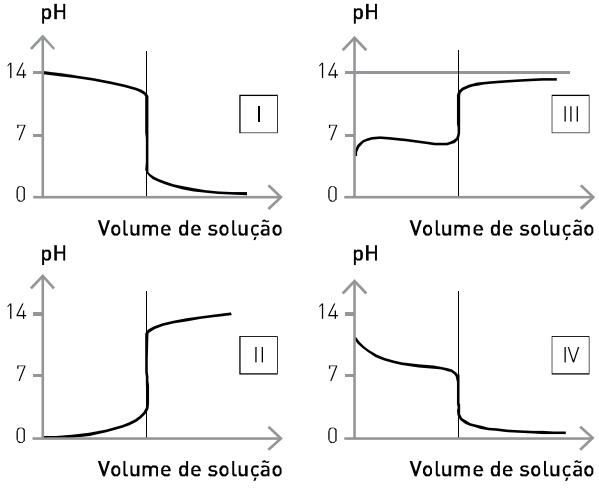
4. A curva de titulação refere-se à titulação de um ácido, HA, e KOH, 0,1 mol/L.



Classifique cada uma das afirmações seguintes em *verdadeira* ou *falsa*:

I. O ácido pode ser HNO_3 0,1 mol/L.
II. O ácido pode ser HCN 0,1 mol/L.
III. No ponto de equivalência, o volume de HNO_3 0,1 mol/L neutralizado é 75 mL.
IV. O pH no ponto de equivalência é igual a 4.

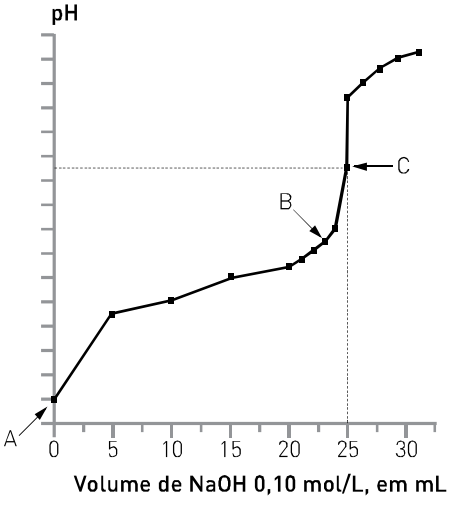
5. Observe os gráficos seguintes:



Faça a associação correta entre esses gráficos e os itens abaixo:

- Titulação de ácido forte por base forte (*A*);
- Titulação de ácido fraco por base forte (*B*);
- Titulação de base fraca por ácido forte (*C*);
- Titulação de base forte por ácido forte (*D*).

6. (Unifesp) Os resultados da titulação de 25,0 mililitros de uma solução 0,10 mol/L do ácido CH_3COOH por adição gradativa de solução de NaOH 0,10 mol/L estão representados no gráfico.



Com base nos dados apresentados nesse gráfico foram feitas as afirmações:

I. O ponto *A* corresponde ao pH da solução inicial do ácido, sendo igual a **1**.

II. O ponto *B* corresponde à neutralização parcial do ácido, e a solução resultante é um tampão.

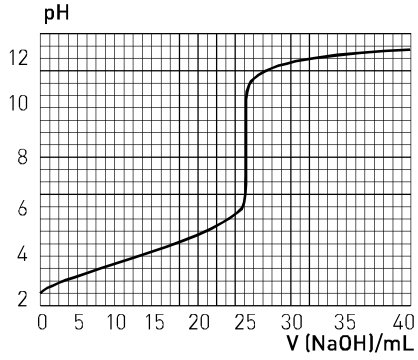
III. O ponto *C* corresponde ao ponto de neutralização do ácido pela base, sendo seu pH maior do que **7**.

É correto o que se afirma em:

a) I, apenas.
b) II, apenas.
c) I e II, apenas.
d) II e III, apenas.
e) I, II e III.

7. (Fuvest-SP) Um indicador universal apresenta as seguintes cores em função do pH da solução aquosa em que está dissolvido:

A 25,0 mL de uma solução de ácido fórmico (HCOOH), de concentração 0,100 mol/L, contendo indicador universal, foi acrescentada, aos poucos, solução de hidróxido de sódio (NaOH), de concentração 0,100 mol/L. O gráfico mostra o pH da solução resultante no decorrer dessa adição. Em certo momento, durante a adição, as concentrações de HCOOH e de $HCOO^-$ se igualaram. Nesse instante, a cor da solução era:



a) vermelha.
b) laranja.
c) amarela.
d) verde.
e) azul.

8. (UPE) Dispõe-se de 100,0 mL de uma solução 0,10 mol/L de hidróxido de sódio.

Um estudante gotejou, utilizando uma pipeta graduada, 36 gotas de uma solução de ácido clorídrico 5,0 mol/L sobre a solução alcalina.

Após o término da reação (despreze a variação de volume com a adição do ácido clorídrico), é de esperar que o pH da solução alcalina diminua de:

a) 2 para 1.
b) 13 para 12.
c) 10 para 8.
d) 9 para 8.
e) 13 para 11.

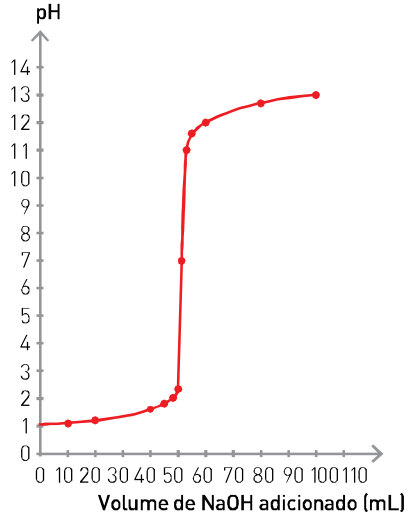
Dados:

Na = 23 u, H = 1 u, O = 16 u, Cℓ = 35,5 u

Volume de uma gota = 0,05 mL

9. (UFSC) Uma aplicação prática importante decorrente da mistura de soluções que reagem quimicamente entre si é a utilização da técnica de titulação. Essa técnica é empregada em laboratórios de pesquisa e de indústrias para determinar a concentração de soluções por meio da reação química entre volumes conhecidos de uma solução-problema com uma solução de concentração conhecida.

A figura abaixo mostra a variação do pH durante a titulação de uma solução de HC, 0,10 mol · L^{-1} com uma solução de NaOH 0,1 mol · L^{-1}, sendo utilizado um indicador ácido-base para sinalizar o ponto de equivalência da titulação.



De acordo com as informações indique a(s) proposição(ões) correta(s).

01. O pH da solução no ponto de equivalência é 7,0.

02. O pH da solução de HCℓ, antes do início da titulação, é igual a 2,0.

04. À medida que a base é adicionada à solução de ácido, a concentração de íons H^+ aumenta.

08. O pH aumenta muito rapidamente próximo do ponto de equivalência.

16. A figura indica que foram titulados 50 mL de HCℓ 0,10 mol · L^{-1}.

32. Após o ponto de equivalência, a solução resultante adquire caráter básico.

64. No ponto de equivalência, há quantidades diferentes de mol de HCℓ e de NaOH.

10. (ITA-SP) Considere as afirmações abaixo relativas à concentração (mol/L) das espécies químicas presentes no ponto de equivalência da titulação de um ácido forte (do tipo HA) com uma base forte (do tipo BOH):

I. A concentração do ânion A^- é igual à concentração do cátion B^+.

II. A concentração do cátion H^+ é igual à constante de dissociação do ácido HA.

III. A concentração do cátion H^+ consumido é igual à concentração inicial do ácido HA.

IV. A concentração do cátion H^+ é igual à concentração do ânion A^-.

V. A concentração do cátion H^+ é igual à concentração do cátion B^+.

Das afirmações feitas, quais estão *corretas*?

a) Apenas I e III.
b) Apenas I e V.
c) Apenas I, II e IV.
d) Apenas II, IV e V.
e) Apenas III, IV e V.

11. (Cesgranrio-RJ) Considere o fosfato presente num solo sendo transformado em ácido fosfórico (H_3PO_4), e a análise do ácido fosfórico por solução padrão de hidróxido de sódio.

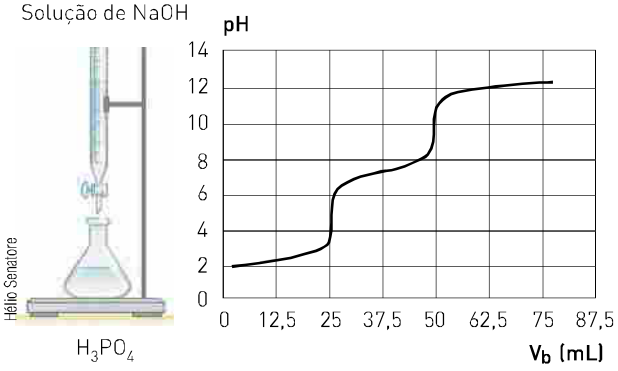
Reações que ocorrem:

I. $H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$
pH = 4,75

II. $NaH_2PO_4 + NaOH \rightarrow Na_2HPO_4 + H_2O$
pH = 9,75

III. $Na_2HPO_4 + NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O$
pH = 12,2

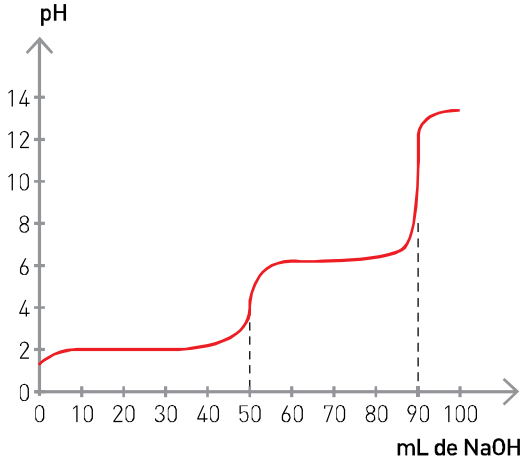
Considere, ainda, a curva de neutralização do ácido fosfórico com a variação do pH a cada adição de solução de NaOH:



A respeito do que ocorre nessa análise, e considerando as informações fornecidas, está *incorreto* afirmar que:

a) na adição de 25 mL de solução de NaOH ocorre a reação estequiométrica representada pela equação **I**.
b) na adição de 50 mL de solução de NaOH ocorrem as reações estequiométricas representadas pelas equações **I** e **II**.
c) na adição de 75 mL de solução de NaOH ocorrem as reações estequiométricas representadas pelas equações **I**, **II** e **III**.
d) o volume de solução de NaOH gasto na 1ª reação é exatamente igual ao gasto na 2ª reação.
e) as três reações só se completam com a adição de exatamente 150 mL de solução de NaOH.

12. (UFC-CE) O gráfico a seguir representa a variação do pH de 50 mL de uma solução aquosa de um ácido H_3X em função do volume de NaOH 0,30 mol · L^{-1} adicionado.



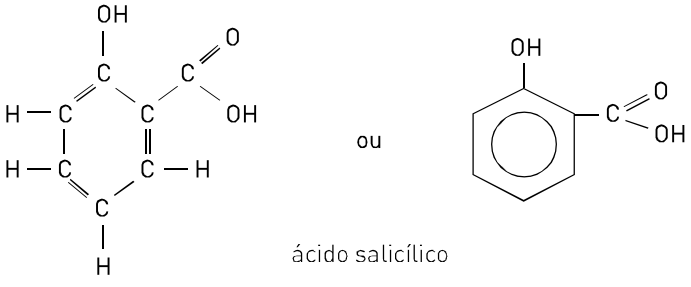
a) Considerando-se que o pKa_1 é aproximadamente 2, quais os valores de pKa_2 e pKa_3?
b) Qual a concentração, em mol · L^{-1}, da solução de H_3X?

QUÍMICA E INDÚSTRIA FARMACÊUTICA

Um medicamento maravilhoso: aspirina

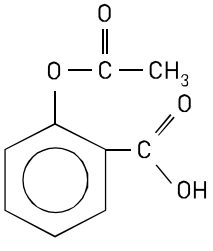
Desde épocas remotas, o ser humano tem procurado e usado substâncias para aliviar a dor. Já foram usados, com essa finalidade, álcool, ópio, cocaína, morfina e outras substâncias prejudiciais ao organismo.

Na Grécia antiga (século V a.C.), os gregos mascavam cascas de salgueiro para diminuir a dor e a febre. Por volta de 1860, a partir de extratos dessas cascas, os cientistas conseguiram determinar que o agente ativo era o **ácido salicílico**, que começou a ser usado intensamente.



ácido salicílico

No entanto, ao mesmo tempo em que esse ácido era eficiente para o alívio da dor e da febre, ele apresentava gosto amargo e provocava irritação nas mucosas da boca e da garganta. Na década de 1890, a Bayer Company relatou que esses efeitos colaterais poderiam ser diminuídos usando-se uma nova substância, denominada **aspirina**, que foi obtida nos laboratórios da Bayer pela reação entre o ácido salicílico e o anidrido acético ($H_3CCOOCOCH_3$):



ácido acetilsalicílico
ou
aspirina (HAS ou AAS)

A aspirina reduz a dor, agindo de três maneiras diferentes:

- reduz a inflamação na região com infecção, o que diminui a pressão sobre as terminações nervosas, diminuindo a sensação de dor;
- diminui a temperatura aumentada pela inflamação devido à dilatação dos vasos sanguíneos, que sofrem constrição na região inflamada;
- impede a formação de prostaglandinas, substâncias causadoras da dor e da sua transmissão através do sistema nervoso.

No organismo, a absorção da aspirina ocorre na forma não ionizada, no estômago. Sua ionização é dificultada pelo pH do estômago, onde encontramos o ácido clorídrico ($HC\ell$), que é um ácido forte e, portanto, bastante ionizado:

$$HAS \rightleftharpoons AS^- + H^+$$

$$HC\ell \rightleftharpoons C\ell^- + H^+$$

A grande concentração de H^+ proveniente da ionização do $HC\ell$ dificulta a ionização do HAS, facilitando, assim, sua absorção pelas células do estômago. No interior das células, o HAS ioniza-se,

$$HAS \rightleftharpoons AS^- + H^+$$

o que dificulta sua passagem através das membranas das células gástricas e, consequentemente, seu retorno para o estômago.

A aspirina começou a ser comercializada no dia 6 de março de 1899 e em pouco tempo tornou-se a droga escolhida nos casos que requeriam um analgésico e antipirético não muito forte. Hoje, a aspirina é o medicamento mais vendido no mundo.

Estudos médicos têm comprovado que o uso prolongado e intenso da aspirina altera as membranas gástricas, facilitando a volta de sua forma ionizada para o estômago, o que resulta em irritação, pequenos sangramentos e produção de ulcerações.

As melhores aspirinas disponíveis no comércio são chamadas **tamponadas**. Algumas delas contêm certa quantidade de $MgCO_3$, que é um sal básico:

$$\cancel{Mg^{2+}\,(aq)} + CO_3^{2-} + 2\,HOH\,(\ell) \rightleftharpoons \cancel{Mg^{2+}\,(aq)} + 2\,OH^- + H_2CO_3\,(aq)$$

ou, simplesmente:

$$CO_3^{2-}\,(aq) + 2\,HOH\,(\ell) \rightleftharpoons 2\,OH^-\,(aq) + H_2CO_3\,(aq)$$

Os íons OH^- provenientes da hidrólise do $MgCO_3$, além de diminuírem a acidez do estômago e, consequentemente, a irritação da mucosa gástrica, deslocam o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração da forma ionizada da aspirina no estômago:

$$HAS \rightleftharpoons H^+ + AS^-$$

Assim, devido à pequena superfície do estômago e ao fato de a forma ionizada não ser nele absorvida, a aspirina ingerida alcança o intestino delgado, onde ocorre a sua absorção e ela é lançada no sangue.

Nos seres humanos, somente 68% da aspirina comum ingerida via oral alcança o sistema circulatório. O uso de aspirinas tamponadas aumenta esse fator em aproximadamente 30%, chegando ao sangue cerca de 88% da aspirina ingerida.

Outras aspirinas tamponadas usam bases, como $Mg(OH)_2$ e $A\ell(OH)_3$, que agem da mesma maneira. Testes clínicos revelam que as aspirinas tamponadas são absorvidas mais rapidamente, diminuindo a dor num intervalo de tempo menor e diminuindo a irritação das mucosas do estômago.

As aspirinas tamponadas contêm antiácidos, mas não são realmente soluções-tampão, pois estas são formadas pela associação de um ácido fraco com um de seus sais e mantêm o seu pH constante, tanto em meio ácido como básico. Os antiácidos presentes nesse tipo de aspirina apenas neutralizam o ácido presente no estômago, **mas não tamponam o meio**.

Fonte: Fu, Chauhwei J.; MELETHIL, Srikumaran; MASON, William D. *Journal of Pharmacokenetic and Biopharmaceutics*, v. 19, nº 2, 1991, p. 157 a 173.

Por que o $HC\ell$ não destrói o estômago?

O estômago é um meio muito ácido, sendo sua acidez explicada pela presença do ácido clorídrico ($HC\ell$). Esse ácido é formado pelos íons cloreto ($C\ell^-$), encontrados nos alimentos ingeridos e no sal de cozinha, e pelos íons H^+ formados no sangue a partir do dióxido de carbono (CO_2):

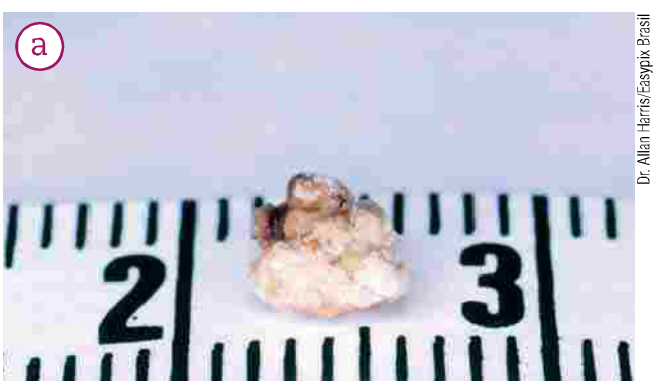
$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

Os íons H^+ e $C\ell^-$ são transportados pelo sangue para o estômago através das paredes desse órgão, que não são atacadas pelo $HC\ell$ por serem revestidas por uma camada de células, a qual produz o muco. Essas células também impedem que os íons H^+ e $C\ell^-$ retornem para o sangue.

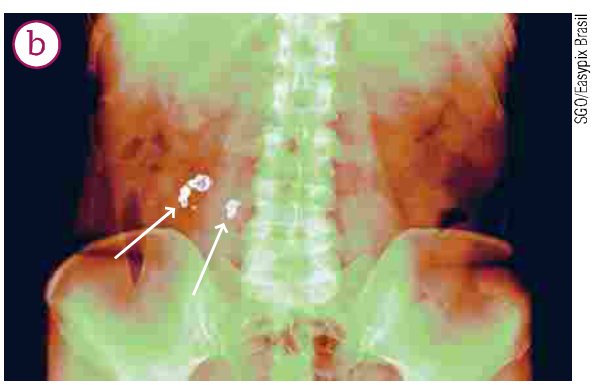
CAPÍTULO 32

Constante do produto de solubilidade (K_s)

Muitos processos naturais dependem da precipitação e da dissolução de sais pouco solúveis. Os rins, por exemplo, excretam continuamente substâncias pouco solúveis, tais como fosfato de cálcio e oxalato de cálcio. Quando a urina se torna saturada por essas substâncias, elas se cristalizam, originando os cálculos renais. O tempo médio para a formação de um cálculo renal é de dois a três anos.



Dr. Allan Harris/Easypix Brasil



SGO/Easypix Brasil

Na urina existem vários compostos dissolvidos em um equilíbrio que pode ser deslocado no sentido da formação de um precipitado ou da solubilização. Alguns fatores, como infecções, distúrbios metabólicos, baixa quantidade de água na urina, favorecem a precipitação e a consequente formação de cristais, por exemplo, o oxalato de cálcio, originando os chamados cálculos, como o mostrado na fotografia *a* e os indicados por setas na fotografia *b*.

Os urologistas recomendam às pessoas propensas a apresentar cálculos renais a ingestão diária mínima de oito copos de água, para evitar a saturação da urina.

Outro processo natural relacionado com a precipitação de sais pouco solúveis é a formação de cavernas com estalactites e estalagmites, em regiões calcárias.

O calcário foi formado há milhões de anos a partir de depósitos de conchas no fundo do mar, que foram compactados e deslocados pelos movimentos da crosta terrestre.

O calcário é constituído principalmente por um sal pouco solúvel, o carbonato de cálcio ($CaCO_3$), cujo produto de solubilidade é pequeno: $3{,}8 \cdot 10^{-9}$. Esse sal, porém, é bastante solúvel em soluções ácidas.

Quando a água, contendo CO_2 e alguns ácidos provenientes da decomposição de vegetais, entra em contato com o calcário, presente no solo, ocorre a reação abaixo, que constitui um sistema reversível.

$$CaCO_3\,(s) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(aq) \rightleftharpoons Ca^{2+}\,(aq) + 2\,HCO_3^-\,(aq)$$

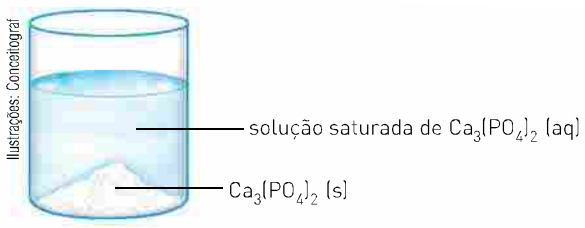
A água, contendo essas espécies em equilíbrio, se infiltra pelas fissuras do solo e goteja pelo teto das cavernas. Com a evaporação da água, o equilíbrio se desloca para a esquerda, ocorrendo a liberação do CO_2 para o ar e a precipitação do $CaCO_3$, originando formações com aspecto visual característico no teto das cavernas: as estalactites.

Fábio Colombini

No solo da caverna, as estalagmites se formam a partir de gotas de água contendo HCO_3^- (aq) e Ca^{2+} (aq) que caem das estalactites.
O deslocamento do equilíbrio para a esquerda precipita o $CaCO_3$ (s).
Tanto as estalactites como as estalagmites aumentam seu tamanho em 1 cm a cada 300 anos.

PRODUTO DE SOLUBILIDADE

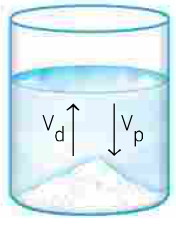
Vamos considerar um sistema contendo uma solução saturada de fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, e um corpo de fundo desse mesmo sal.



Por mais que agitemos a solução, à temperatura constante, a quantidade de corpo de fundo não se altera porque está estabelecido um equilíbrio entre o corpo de fundo e os íons presentes na solução:

$$Ca_3(PO_4)_2\,(s) \underset{V_p}{\overset{V_d}{\rightleftharpoons}} 3\,Ca^{2+}\,(aq) + 2\,PO_4^{3-}\,(aq)$$

- V_d = velocidade de dissolução
- V_p = velocidade de precipitação



Em um equilíbrio, a velocidade de dissolução (reação direta) é igual à velocidade de precipitação (reação inversa), por isso a quantidade de corpo de fundo não se altera.

A constante desse equilíbrio heterogêneo é denominada **constante do produto de solubilidade** e é representada por K_S. Sua expressão, para a solução do exemplo, é dada por:

$$K_S = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$$

Uma vez que a concentração de sólidos não consta da expressão da constante de equilíbrio, é importante observar que as concentrações das espécies relacionadas a K_S estão presentes na solução saturada e não dependem da quantidade de corpo de fundo. Assim, temos o **princípio do produto de solubilidade**:

Em qualquer solução aquosa saturada de sal ou base (composto iônico) pouco solúvel, o produto das concentrações dos íons — cada um elevado a um expoente igual a seu coeficiente na equação devidamente balanceada — é uma constante representada por PS, K_{ps} ou K_S.

O valor numérico de K_S, como qualquer constante de equilíbrio, deve ser obtido experimentalmente e, uma vez determinado, pode ser tabelado para utilização posterior. A tabela a seguir indica os valores de K_S de algumas substâncias, a 25 °C.

CONSTANTE DO PRODUTO DE SOLUBILIDADE (K_s), A 25 °C		
Substância	**Fórmula**	**K_s**
hidróxido de alumínio	$A\ell(OH)_3$	$4{,}6 \cdot 10^{-33}$
cromato de bário	$BaCrO_4$	$1{,}2 \cdot 10^{-10}$
fluoreto de bário	BaF_2	$1{,}0 \cdot 10^{-6}$
sulfato de bário	$BaSO_4$	$1{,}1 \cdot 10^{-10}$
oxalato de cádmio	CdC_2O_4	$1{,}5 \cdot 10^{-8}$
sulfeto de cádmio	CdS	$8 \cdot 10^{-27}$
carbonato de cálcio	$CaCO_3$	$3{,}8 \cdot 10^{-9}$
fluoreto de cálcio	CaF_2	$3{,}4 \cdot 10^{-11}$
oxalato de cálcio	CaC_2O_4	$2{,}3 \cdot 10^{-9}$
fosfato de cálcio	$Ca_3(PO_4)_2$	$1 \cdot 10^{-28}$
sulfato de cálcio	$CaSO_4$	$2{,}4 \cdot 10^{-5}$
sulfeto de cobalto II	CoS	$4 \cdot 10^{-21}$
hidróxido de cobre II	$Cu(OH)_2$	$2{,}6 \cdot 10^{-19}$
sulfeto de cobre II	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
hidróxido de ferro II	$Fe(OH)_2$	$8 \cdot 10^{-16}$
sulfeto de ferro II	FeS	$6 \cdot 10^{-18}$
hidróxido de ferro III	$Fe(OH)_3$	$2{,}5 \cdot 10^{-39}$
arseniato de chumbo II	$Pb_3(AsO_4)_2$	$4 \cdot 10^{-36}$
cloreto de chumbo II	$PbC\ell_2$	$1{,}6 \cdot 10^{-5}$
cromato de chumbo II	$PbCrO_4$	$1{,}8 \cdot 10^{-14}$
iodeto de chumbo II	PbI_2	$6{,}5 \cdot 10^{-9}$
sulfato de chumbo II	$PbSO_4$	$1{,}7 \cdot 10^{-8}$
sulfeto de chumbo II	PbS	$2{,}5 \cdot 10^{-27}$
arseneto de magnésio	$Mg_3(AsO_4)_2$	$2 \cdot 10^{-20}$
carbonato de magnésio	$MgCO_3$	$1{,}0 \cdot 10^{-5}$
hidróxido de magnésio	$Mg(OH)_2$	$1{,}8 \cdot 10^{-11}$
oxalato de magnésio	MgC_2O_4	$8{,}5 \cdot 10^{-5}$
sulfeto de manganês II	MnS	$2{,}5 \cdot 10^{-10}$
cloreto mercuroso I	$Hg_2C\ell_2$	$1{,}3 \cdot 10^{-18}$
sulfeto de mercúrio II	HgS	$1{,}6 \cdot 10^{-52}$
hidróxido de níquel II	$Ni(OH)_2$	$2{,}0 \cdot 10^{-15}$
sulfeto de níquel II	NiS	$3 \cdot 10^{-19}$
acetato de prata	$AgC_2H_3O_2$	$2{,}0 \cdot 10^{-3}$
brometo de prata	$AgBr$	$5{,}0 \cdot 10^{-13}$
cloreto de prata	$AgC\ell$	$1{,}8 \cdot 10^{-10}$
cromato de prata	Ag_2CrO_4	$1{,}1 \cdot 10^{-12}$
iodeto de prata	AgI	$1 \cdot 10^{-16}$
sulfeto de prata	Ag_2S	$6 \cdot 10^{-50}$
carbonato de estrôncio	$SrCO_3$	$9{,}3 \cdot 10^{-10}$
cromato de estrôncio	$SrCrO_4$	$3{,}5 \cdot 10^{-5}$
sulfato de estrôncio	$SrSO_4$	$2{,}5 \cdot 10^{-7}$
hidróxido de zinco	$Zn(OH)_2$	$2{,}1 \cdot 10^{-16}$
sulfeto de zinco	ZnS	$1{,}1 \cdot 10^{-21}$

Fonte: Ebbing, Darrell; Gammon, Steven D. *General Chemistry*. 9. ed. New York: Houghfon Mifflin Company, 2009. p. 703.

Conhecendo o valor da constante do produto de solubilidade (K_S) a uma dada temperatura, podemos determinar a solubilidade de uma substância na mesma temperatura.

Veja, por exemplo, como determinar a solubilidade do sulfeto de chumbo II (PbS) a partir do valor da sua K_S presente na tabela ($K_S = 2{,}5 \cdot 10^{-27}$).

$$PbS\ (s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\ (aq) + S^{2-}\ (aq) \qquad K_S = 2{,}5 \cdot 10^{-27}$$

A expressão da K_S é:

$$K_S = [Pb^{2+}] \cdot [S^{2-}]$$

A concentração dos íons Pb^{2+} (aq) e S^{2-}, no equilíbrio, corresponde à concentração de PbS dissolvido.

1 mol de PbS dissolvido $\xrightarrow{\text{produz}}$ 1 mol de Pb^{2+} + 1 mol de S^{2-}

x mol/L _____ x mol/L _____ x mol/L

em que x mol/L é a solubilidade do PbS (s).

Assim, temos:

$$K_S = [Pb^{2+}] \cdot [S^{2-}]$$
$$2{,}5 \cdot 10^{-27} = x \cdot x$$
$$25 \cdot 10^{-28} = x^2$$
$$x = \sqrt{25 \cdot 10^{-28}}$$
$$x = 5 \cdot 10^{-14}\ mol/L$$

A quantidade de $5 \cdot 10^{-14}$ mol de PbS satura 1,0 L de água, ou seja, sua solubilidade é $5 \cdot 10^{-14}$ mol/L.

Conhecendo a solubilidade do sal, podemos determinar a sua K_S. Vamos considerar, por exemplo, que a solubilidade do $Ca_3(PO_4)_2$, a 25 °C, vale 10^{-6} mol/L. Isso indica que, em uma solução saturada, há 10^{-6} mol do sal dissolvido para cada litro de solução. Logo:

$$Ca_3(PO_4)_2 \xrightarrow{\text{origina na dissociação}} 3\ Ca^{2+}\ (aq) + 2\ PO_4^{3-}\ (aq)$$

proporção			
	1 mol/L	3 mol/L	2 mol/L
	$\underbrace{10^{-6}\ mol/L}_{\text{dissocia}}$	$3\ (10^{-6}\ mol/L)$	$2\ (10^{-6}\ mol/L)$

A expressão da K_S desse sal é:

$$K_S = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$$
$$K_S = (3 \cdot 10^{-6})^3 \cdot (2 \cdot 10^{-6})^2$$
$$K_S = 1{,}08 \cdot 10^{-28}$$

> *É muito comum dizer que, quanto menor a K_S, menos solúvel é o sal ou a base. No entanto, isso só será verdade se os íons presentes na solução estiverem na mesma proporção quando da dissociação do sal ou da base, à mesma temperatura. Assim, por exemplo:*

$$K_S\ do\ BaSO_4 \Rightarrow K_S = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1{,}1 \cdot 10^{-10}$$
$$K_S\ do\ AgI \Rightarrow K_S = [Ag^{+}][I^{-}] = 1{,}5 \cdot 10^{-16}$$

Nesse caso, podemos dizer que o AgI é menos solúvel que o $BaSO_4$.

Se a proporção entre os íons provenientes das espécies comparadas não for a mesma, a mais solúvel será a que apresentar maior solubilidade. Assim, não se deve comparar as K_S.

Vamos agora considerar o seguinte equilíbrio:

$$AgI\ (s) \rightleftharpoons Ag^+\ (aq) + I^-\ (aq)$$

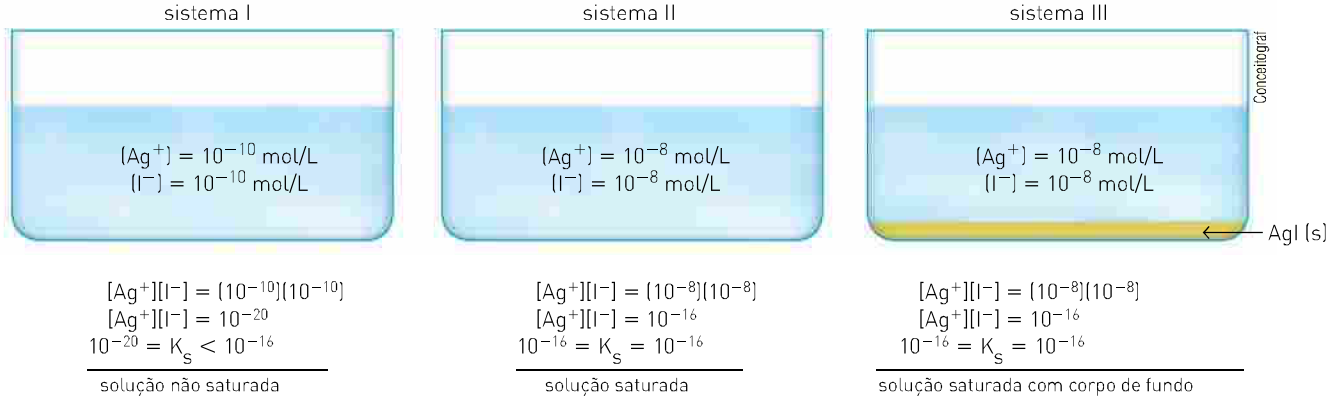
A expressão do seu produto de solubilidade é:

$$K_s = [Ag^+][I^-]$$

O valor da K_s, obtido na tabela, é:

$$K_s = 10^{-16}\ (\text{a } 25\ ^\circ C)$$

Considerando também três sistemas obtidos pela dissolução de diferentes quantidades de AgI (s), em um mesmo volume de água, a 25 °C:



$[Ag^+][I^-] = (10^{-10})(10^{-10})$
$[Ag^+][I^-] = 10^{-20}$
$10^{-20} = K_s < 10^{-16}$
solução não saturada

$[Ag^+][I^-] = (10^{-8})(10^{-8})$
$[Ag^+][I^-] = 10^{-16}$
$10^{-16} = K_s = 10^{-16}$
solução saturada

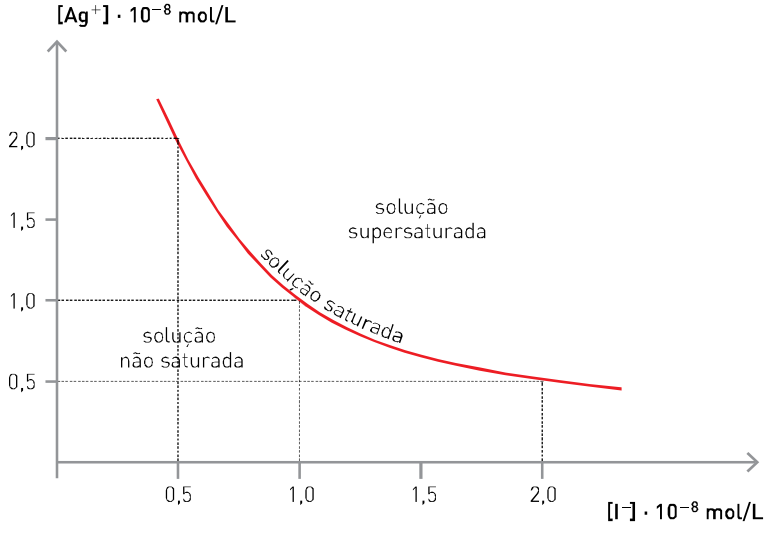
$[Ag^+][I^-] = (10^{-8})(10^{-8})$
$[Ag^+][I^-] = 10^{-16}$
$10^{-16} = K_s = 10^{-16}$
solução saturada com corpo de fundo

Assim, podemos concluir que:

$[Ag^+][I^-] < K_s$: solução **não saturada**.

$[Ag^+][I^-] = K_s$: solução **saturada**.

Graficamente, temos:



Somente em soluções supersaturadas, que são altamente instáveis, o produto das concentrações em mol/L resulta em um valor maior do que a K_s, ou seja:

$$[Ag^+][I^-] > K_s$$

Qualquer alteração no sistema provoca a precipitação da quantidade de substância que ultrapassa o valor da K_s.

EFEITO DO ÍON COMUM E SOLUBILIDADE

Quando adicionamos uma solução aquosa de ácido clorídrico ($HC\ell$) a uma solução aquosa saturada de cloreto de prata ($AgC\ell$), ocorre a formação de um precipitado de cloreto de prata.

Isso acontece porque a solução saturada já apresentava a máxima quantidade de $AgC\ell$ que podia ser dissolvida nesse volume de água, à temperatura ambiente; logo, as concentrações em mol/L de Ag^+ e $C\ell^-$ eram as maiores possíveis.

Analisando o equilíbrio, temos:

$$AgC\ell\ (s) \rightleftharpoons Ag^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$

A adição de $HC\ell$ (aq) faz aumentar a concentração de $C\ell^-$ (aq), que é o íon comum ao equilíbrio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação do precipitado de $AgC\ell$ (s).

É importante lembrar que a constante do produto de solubilidade (K_s) **não se altera**: $K_s = \downarrow [Ag^+][C\ell^-] \uparrow$

Isso se dá porque um aumento na concentração de $C\ell^-$ acarretará uma diminuição da concentração de Ag^+, que precipita na forma de $AgC\ell$ (s). Além disso, como K_s é uma constante de equilíbrio, ela só se altera com a temperatura.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Cloreto de prata: precipitado de cor branca.

QUÍMICA E SAÚDE

Gota = precipitação

Tanto a gota como a formação de pedras nos rins estão relacionadas a substâncias presentes em nosso organismo, cujas concentrações excedem seus produtos de solubilidade e, como consequência, se precipitam, transformando-se em depósitos sólidos.

A gota, que afeta principalmente homens após os 40 anos de idade, ocorre quando a concentração de ácido úrico no plasma sanguíneo excede 7 mg por 100 mg de plasma sanguíneo a 37 °C. Formam-se depósitos insolúveis de cristais na forma de agulhas nas cartilagens, nos tendões e nos tecidos macios, incluídos os rins, provocando dores intensas na pessoa portadora desse mal.

Elevados níveis de ácido úrico (hiperuricemia) observados quando a produção desse ácido ultrapassa a capacidade que os rins têm de eliminá-lo. Essa produção excessiva pode decorrer de uma dieta muito rica em carne vermelha, peixe, cogumelo, aspargo e feijão, alimentos que apresentam altos teores de purina. No organismo, a purina é metabolizada com a formação de ácido úrico. Bebidas alcoólicas também contribuem para a produção excessiva desse ácido.

No tratamento da gota, além da mudança de hábitos alimentares, são empregados medicamentos que bloqueiam a produção e/ou aumentam a excreção de ácido úrico.

GIRAND/GJM/Easypix Brasil

Mão de uma pessoa com gota, doença que causa artrite e provoca muita dor.

Para ir além

1. Qual a classe de alimentos que pode gerar uma maior produção de ácido úrico?
   a) Carboidratos **b)** Gorduras **c)** Proteínas **d)** Vitaminas **e)** Fibras

2. O volume médio de sangue para uma pessoa adulta de 70 kg é 5 L. Sabe-se que a taxa normal de ácido úrico para essa pessoa é de 2,5 mg a 7 mg para cada 100 mL de plasma. Considerando que o plasma corresponda a 55% do volume sanguíneo e que a sua densidade é igual a 1 g/mL, responda:
   a) Qual a massa esperada de ácido úrico em 100 mg de plasma para uma pessoa adulta que tenha hiperuricemia?
   b) Qual a concentração normal esperada de ácido úrico no sangue dessa pessoa, em g/L, admitindo-se que ela se encontra com o valor máximo considerado para os padrões de normalidade?

Exercícios resolvidos

1. Considere-se a solubilidade de 13 mg/L de $CaCO_3$ em água a 25 °C. Determine o produto de solubilidade do $CaCO_3$ nessa temperatura.
(Massa molar do $CaCO_3$ = 100 g · mol^{-1}.)

Solução

Inicialmente, devemos determinar a solubilidade do $CaCO_3$ em mol/L:

$$\left.\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } CaCO_3 \text{ ——— } 100 \text{ g} \\ x \text{ ——— } 13 \cdot 10^{-3} \text{ g} \end{array}\right\} x = 13 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Assim, a solubilidade é dada por:

$13 \text{ mg/L} = 13 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 13 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

$$\underbrace{CaCO_3}_{\substack{13 \cdot 10^{-5} \\ \text{dissociação}}} \rightleftharpoons \underbrace{Ca^{2+}}_{13 \cdot 10^{-5}} + \underbrace{CO_3^{2-}}_{13 \cdot 10^{-5}}$$

$$K_s = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$$
$$K_s = 13 \cdot 10^{-5} \cdot 13 \cdot 10^{-5}$$
$$K_s = 169 \cdot 10^{-10} \Rightarrow K_s = 1{,}69 \cdot 10^{-8}$$

2. Os produtos de solubilidade do Ag_2CrO_4 e do Hg_2CrO_4 são, respectivamente, $1{,}2 \cdot 10^{-12}$ e $2{,}0 \cdot 10^{-9}$, ambos a 25 °C.
a) Qual a solubilidade do Hg_2CrO_4, a 25 °C, em mol/L?
b) Qual o sal mais solúvel?

Solução

a) Devemos inicialmente representar a dissociação do Hg_2CrO_4 e escrever a expressão da sua K_s:

$$Hg_2CrO_4 \rightleftharpoons 2\ Hg^{+} + 1\ CrO_4^{2-} \qquad K_s = [Hg^{+}]^2[CrO_4^{2-}]$$

Como já conhecemos o valor da K_s e desejamos descobrir a sua solubilidade em mol/L, vamos chamá-la de *x* e substituí-la na expressão:

$$\underbrace{Hg_2CrO_4}_{\substack{\text{solubilidade } x \\ \text{dissociação}}} \rightleftharpoons \underbrace{2\ Hg^{+}}_{2x} + \underbrace{CrO_4^{2-}}_{x}$$

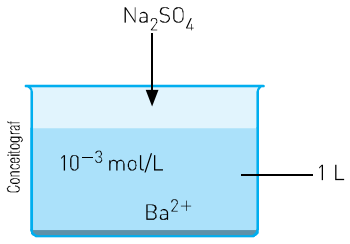
$$K_s = [Hg^{+}]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$$
$$2{,}0 \cdot 10^{-9} = (2x)^2(x)$$
$$2{,}0 \cdot 10^{-9} = 4x^3$$
$$\frac{2{,}0}{4} \cdot 10^{9} = x^3 \Rightarrow 0{,}5 \cdot 10^{-9} = x^3$$
$$x^3 = 500 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

b) Na solução, a quantidade de íons proveniente da dissociação de ambos os sais é a mesma:

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2\ Ag^+ + 1\ CrO_4^{2-}$$
$$Hg_2CrO_4 \rightleftharpoons 2\ Hg^+ + 1\ CrO_4^{2-}$$

Portanto, o sal de maior K_s será o mais solúvel. Logo, o mais solúvel é o Hg_2CrO_4.

3. Considere o esquema abaixo:



Qual é a concentração de SO_4^{2-} que provoca a precipitação do sulfato de bário ($BaSO_4$)?
(K_s do $BaSO_4 = 1 \cdot 10^{-10}$.)

Solução

Devemos inicialmente calcular a $[SO_4^{2-}]$ capaz de saturar a solução:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

presente na solução; está sendo adicionado

$$1 \cdot 10^{-10} = 10^{-3} \cdot [SO_4^{2-}]$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}} \Rightarrow [SO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$$

A $[SO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/L satura a solução; logo, qualquer concentração superior a esse valor irá provocar a precipitação.

Precipita quando $[SO_4^{2-}] > 1 \cdot 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$.

Exercícios fundamentais

1. Considere os seguintes equilíbrios:

I. $BaSO_4\ (s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$

II. $Fe(OH)_3\ (s) \rightleftharpoons Fe^{3+}\ (aq) + 3\ OH^-\ (aq)$

III. $Pb_3(PO_4)_2\ (s) \rightleftharpoons 3\ Pb^{2+}\ (aq) + 2\ PO_4^{3-}\ (aq)$

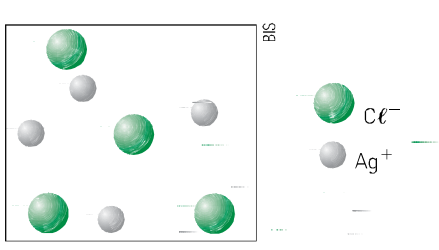
Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade de cada um deles.

2. Escreva a equação que representa o equilíbrio de solubilidade e a expressão da constante do produto de solubilidade (K_s) para cada uma das substâncias a seguir:

a) $AgBr$; **b)** $CaCO_3$; **c)** Ag_2SO_4; **d)** PbI_2; **e)** Ag_2S; **f)** $A\ell(OH)_3$; **g)** $Mn(OH)_2$.

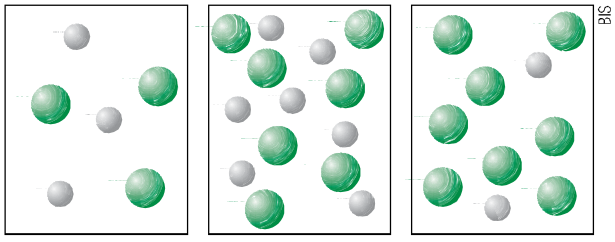
As informações a seguir devem ser utilizadas na resolução das questões de **3** a **5**.

Certa quantidade de $AgC\ell$ foi dissolvida em água, originando uma solução saturada, que está representada pela ilustração abaixo.



Em uma solução saturada, o que é constante é o produto das concentrações dos íons presentes na solução, que é igual à K_s da substância.

As ilustrações abaixo representam soluções aquosas de $AgC\ell$, onde a água e outros íons diferentes de Ag^+ e $C\ell^-$ foram omitidos.



3. Classifique cada uma das soluções (I, II e III) em saturada, não saturada ou supersaturada.

4. Qual dessas soluções, submetida a uma agitação, irá precipitar?

5. Qual(is) dos seguintes sais, $NaNO_3$, $NaC\ell$ e $AgNO_3$, ao ser adicionado(s) à solução saturada de $AgC\ell$, provocaria(m) uma precipitação? Justifique sua resposta.

6. O hidróxido de ferro III é uma base fraca e pouco solúvel. Em certa temperatura, a sua K_s é $2{,}7 \cdot 10^{-27}$. Determine a solubilidade do $Fe(OH)_3$ em mol/L.

7. O sulfato de bário é utilizado como contraste em radiografias gastrintestinais (fotografia ao lado). Sabendo que a solubilidade do $BaSO_4$, em certa temperatura, é $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L, determine a sua K_s.

VEM/BSIP/Keystone

Radiografia do intestino grosso, que tem em média 1,5 m de comprimento.

Testando seu conhecimento

1. (Uerj) A atividade humana tem sido responsável pelo lançamento inadequado de diversos poluentes na natureza. Dentre eles, destacam-se:

- amônia: proveniente de processos industriais;
- dióxido de enxofre: originado da queima de combustíveis fósseis;
- cádmio: presente em pilhas e baterias descartadas.

Em meio básico, o íon metálico do cádmio forma o hidróxido de cádmio ($Cd(OH)_2$), pouco solúvel na água. Sabendo que, a 25 °C, a solubilidade do hidróxido de cádmio é aproximadamente de $2 \cdot 10^{-5}$ mol $\cdot$ L^{-1}, determine a constante de seu produto de solubilidade.

2. (UFRRJ) A busca para se obter um maior tempo de vida exige diversos cuidados. Entre eles está o de realizar visitas periódicas a médicos, com o objetivo de diagnosticar doenças precocemente. Entretanto, em 2003, diversas pessoas morreram intoxicadas, quando uma indústria fabricante de produtos farmacêuticos vendeu sulfato de bário ($BaSO_4$) contaminado com carbonato de bário ($BaCO_3$), para uso como contraste radiográfico.

a) Uma das formas de sintetizar o sulfato de bário é através da reação entre carbonato de bário e sulfato de cálcio ($CaSO_4$) em meio aquoso. Escreva essa equação balanceada.

b) Sabendo que a solubilidade molar do carbonato de bário, em determinada temperatura, vale $5{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L, determine a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) desse composto nessa temperatura.

3. (UFPR) Uma solução saturada de Ag_3PO_4, a 25 °C, contém 1,2 miligrama desse sal por litro de solução. Indique a alternativa que apresenta, respectivamente, as concentrações, em mol $\cdot$ L^{-1}, dos íons Ag^+ e PO_4^{3-} e o valor da constante do produto de solubilidade (K_{ps}) do Ag_3PO_4.

Massas molares: Ag = 107,9 g $\cdot$ mol^{-1}; P = 31,0 g $\cdot$ mol^{-1}; O = 16,0 g $\cdot$ mol^{-1}.

a) $8{,}7 \cdot 10^{-6}$, $2{,}9 \cdot 10^{-6}$ e $7{,}6 \cdot 10^{-11}$.

b) $2{,}9 \cdot 10^{-6}$, $2{,}9 \cdot 10^{-6}$ e $8{,}4 \cdot 10^{-12}$.

c) $2{,}9 \cdot 10^{-6}$, $2{,}9 \cdot 10^{-6}$ e $7{,}1 \cdot 10^{-23}$.

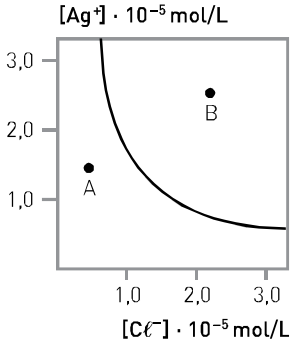
d) $2{,}9 \cdot 10^{-6}$, $8{,}7 \cdot 10^{-6}$ e $8{,}4 \cdot 10^{-12}$.

e) $8{,}7 \cdot 10^{-6}$, $2{,}9 \cdot 10^{-6}$ e $2{,}0 \cdot 10^{-21}$.

4. (UFG-GO) A dissolução do cloreto de prata em água pode ser representada pela equação:

$$AgC\ell\,(s) \rightleftharpoons Ag^{+}\,(aq) + C\ell^{-}\,(aq)$$

O gráfico da concentração de íons prata e íons cloreto, que satisfaz à expressão para a constante do produto de solubilidade, é representado ao lado.



Analisando esse gráfico, julgue as proposições a seguir:

I. A curva representa a combinação de concentração de íons cloreto e íons prata, em que o equilíbrio é alcançado.

II. Partindo-se do ponto *A* até o ponto *B* (segmento AB), o sistema passa de solução para bifásico.

III. O valor da K_{ps} está entre $1,5 \cdot 10^{-10}$ e $2,0 \cdot 10^{-10}$.

IV. O valor da K_{ps} não varia acima da curva.

5. (Uerj) Sabendo que o produto de solubilidade do hidróxido de cádmio vale $3,2 \cdot 10^{-14}\ mol^3 \cdot L^{-3}$ a 25 °C, determine sua solubilidade, em $mol \cdot L^{-1}$, nessa temperatura.

6. (UFF-RJ) O seguinte equilíbrio ocorre em meio aquoso:

$$PbI_2\,(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + 2\,I^{-}\,(aq)$$
$$K_{ps}\,(PbI_2) = 8,3 \cdot 10^{-9}$$

Pode-se afirmar que:

a) se $[Pb^{2+}][I^-]^2 = K_{ps}$, então a solução é insaturada.
b) se $[Pb^{2+}][I^-]^2 > K_{ps}$, então a solução é saturada.
c) se $[Pb^{2+}][I^-]^2 < K_{ps}$, então a solução é supersaturada.
d) se $[Pb^{2+}][I^-]^2 = K_{ps}$, então a solução é saturada.
e) se $[Pb^{2+}][I^-]^2 > K_{ps}$, então a solução é insaturada.

7. (PUC-MG) Observe as substâncias ao lado e seus respectivos produtos de solubilidade.
A substância que apresenta maior solubilidade em água, a 25 °C, é:

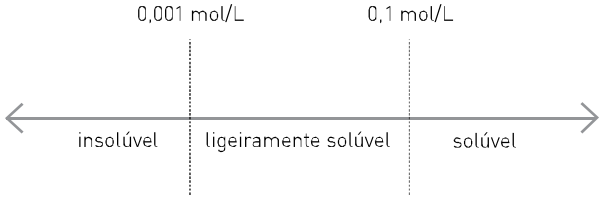
a) HgS.
b) AgBr.
c) $PbC\ell_2$.
d) $Ba(OH)_2$.
e) $Fe(OH)_3$.

Substâncias	K_{ps} a 25 °C
$Ba(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-2}$
$PbC\ell_2$	$2 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$4,9 \cdot 10^{-13}$
$Fe(OH)_3$	$3 \cdot 10^{-39}$
HgS	$4 \cdot 10^{-53}$

8. (UFPR) O hidróxido de magnésio atua na neutralização do suco digestivo estomacal, sendo por isso amplamente utilizado na formulação de antiácidos. Baseado no equilíbrio $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2\ OH^-$, com constante de produto de solubilidade (K_{ps}) igual a $1,2 \cdot 10^{-11}$, a solubilidade molar e a concentração de íons hidroxila presentes numa solução saturada de $Mg(OH)_2$ são, respectivamente (considere $\sqrt[3]{3} = 1,44$):

a) $1,44 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$; $1,44 \cdot 10^{-4}$.
b) $2,89 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$; $0,72 \cdot 10^{-4}$.
c) $1,44 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$; $2,88 \cdot 10^{-4}$.
d) $3,46 \cdot 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1}$; $0,72 \cdot 10^{-4}$.
e) $1,2 \cdot 10^{-11}\ mol \cdot L^{-1}$; $1,44 \cdot 10^{-4}$.

9. (Unifesp) Um composto iônico, a partir da concentração de sua solução aquosa saturada, a 25 °C, pode ser classificado de acordo com a figura, quanto à solubilidade em água. Um litro de solução aquosa saturada de $PbSO_4$ (massa molar 303 g/mol), a 25 °C, contém 45,5 mg de soluto. O produto de solubilidade do $CaCrO_4$ a 25 °C é $6,25 \cdot 10^{-4}$. Quanto à solubilidade em água a 25 °C, os compostos $PbSO_4$ e $CaCrO_4$ podem ser classificados, respectivamente, como:



a) insolúvel e ligeiramente solúvel.
b) insolúvel e solúvel.
c) insolúvel e insolúvel.
d) ligeiramente solúvel e insolúvel.
e) ligeiramente solúvel e solúvel.

10. (UPE) Um sal BA de massa molar 125 g/mol, pouco solúvel em água, tem $K_{ps} = 1{,}6 \cdot 10^{-9}$. A massa em gramas desse sal, dissolvida em 800,0 mL, é igual a:

a) $3{,}0 \cdot 10^{-3}$ g.
b) $4{,}0 \cdot 10^{-5}$ g.
c) $4{,}0 \cdot 10^{-3}$ g.
d) $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ g.
e) $3{,}0 \cdot 10^{-4}$ g.

11. (UFRN) Durante uma atividade de laboratório, Ana recebeu três frascos (I, II e III), cada qual contendo uma substância sólida não identificada. O professor informou que os frascos continham $Mg(OH)_2$, $Zn(OH)_2$ e $Ca(OH)_2$, cujas constantes de solubilidade, a 25 °C, eram:

- $Mg(OH)_2$ $\quad K_{ps} = 5{,}61 \cdot 10^{-12}$
- $Ca(OH)_2$ $\quad K_{ps} = 5{,}02 \cdot 10^{-6}$
- $Zn(OH)_2$ $\quad K_{ps} = 3{,}00 \cdot 10^{-17}$

Para identificar tais substâncias, Ana realizou o seguinte procedimento: inicialmente, usando água destilada, preparou soluções saturadas das substâncias I, II e III. Em seguida, mediu a condutividade elétrica (a 25 °C) de cada solução, verificando que os resultados obtidos satisfaziam a seguinte relação: $\sigma(I) > \sigma(II) > \sigma(III)$. Concluindo o experimento, Ana identificou corretamente as substâncias dos frascos I, II e III, respectivamente, como:

a) $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$ e $Mg(OH)_2$.
b) $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ e $Zn(OH)_2$.
c) $Zn(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ e $Mg(OH)_2$.
d) $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ e $Zn(OH)_2$.

12. (UPE) Um sistema químico apresenta íons Ba^{2+} e Ca^{2+}, ambos com a concentração 0,10 mol/L. Adicionando-se lentamente uma solução de sulfato de sódio ao sistema, pode-se concluir que a concentração do íon Ba^{2+} na solução, no instante em que se inicia a precipitação do sulfato de cálcio, é (considere desprezível a variação de volume do sistema):

Dados: $K_{ps} = 2{,}4 \cdot 10^{-5}$ — sulfato de cálcio; $K_{ps} = 1{,}5 \cdot 10^{-9}$ — sulfato de bário.

a) $6{,}25 \cdot 10^{-6}$ mol/L.
b) $1{,}5 \cdot 10^{-8}$ mol/L.
c) $2{,}4 \cdot 10^{-4}$ mol/L.
d) $2{,}4 \cdot 10^{-6}$ mol/L.
e) $1{,}5 \cdot 10^{-6}$ mol/L.

13. (UFRRJ) Considere uma solução contendo os cátions A^+, B^+ e C^+, todos com concentração 0,1 mol $\cdot$ L^{-1}. A essa solução gotejou-se hidróxido de sódio (NaOH).

Dado: K_{ps} AOH $= 10^{-8}$; K_{ps} BOH $= 10^{-12}$ e K_{ps} COH $= 10^{-16}$.

a) Determine a ordem de precipitação dos hidróxidos.
b) Calcule a concentração de hidroxila (OH^-) necessária para cada hidróxido precipitar.

14. (Vunesp-SP) Os cálculos renais são usualmente constituídos por oxalatos minerais. A precipitação deste sal no organismo ocorre sempre que a concentração do íon oxalato aumenta muito no plasma sanguíneo. Uma amostra de plasma sanguíneo contém, entre outros solutos, as seguintes concentrações de cátions solúveis: $[Mg^{2+}] = 8{,}6 \cdot 10^{-4}$ mol $\cdot$ L^{-1} e $[Ca^{2+}] = 2{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol $\cdot$ L^{-1}.

Determine a ordem em que cada íon precipita com a adição de oxalato de sódio sólido. Calcule a concentração molar de $C_2O_4^{2-}$ quando a precipitação de cada um deles começar. Considere que não haja variação de volume com a adição de oxalato de sódio sólido.

Dados: K_{ps} (MgC_2O_4) $= 8{,}6 \cdot 10^{-5}$ (a 25 °C);
K_{ps} (CaC_2O_4) $= 2{,}6 \cdot 10^{-9}$ (a 25 °C).

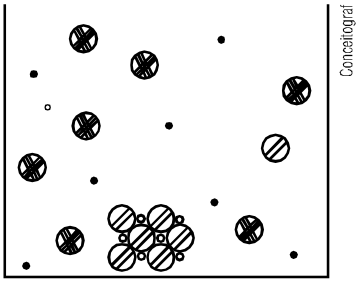
15. (UFPR) Os sais de bário, especialmente o sulfato de bário, quando aplicados por via oral e devido à sua baixa solubilidade ($K_{ps} = 1 \cdot 10^{-10}$), aumentam o contraste para os raios X, no diagnóstico médico do sistema digestório. Considerando-se que foram reagidos $7 \cdot 10^{-5}$ mol de $BaC\ell_2$ com quantidade equivalente de Na_2SO_4, em água destilada suficiente para completar 1 000 mL, calcule a massa de $BaSO_4$ produzida, se o precipitado for filtrado e secado.

Massas atômicas: Ba = 137; S = 32; Na = 23; O = 16; Cℓ = 35,5.

a) 16,3 mg
b) 163 mg
c) 14 mg
d) 2,33 mg
e) 23,3 mg

Aprofundando seu conhecimento

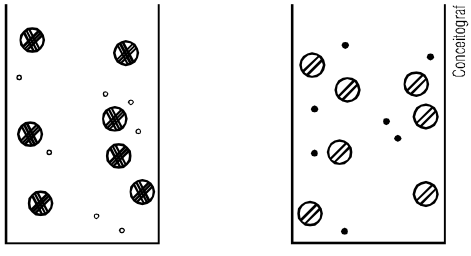
1. (Fuvest-SP) A figura a seguir é um modelo simplificado de um sistema em equilíbrio químico. Esse equilíbrio foi atingido ao ocorrer uma transformação química em solução aquosa.



⊘, ⊗, • e ∘ representam diferentes espécies químicas.

Moléculas de solvente não foram representadas.

Considere que as soluções dos reagentes iniciais são representadas por:



Assim, qual das seguintes equações químicas pode representar, de maneira coerente, tal transformação?

a) $H^+ + C\ell^- + Na^+ + OH^- \rightleftharpoons Na^+ + C\ell^- + H_2O$

b) $2\ Na^+ + CO_3^{2-} + 2\ H^+ + 2\ C\ell^- \rightleftharpoons 2\ Na^+ + 2\ C\ell^- + H_2O + CO_2$

c) $Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + C\ell^- \rightleftharpoons AgC\ell + Na^+ + NO_3^-$

d) $Pb^{2+} + 2\ NO_3^- + 2\ H^+ + 2\ C\ell^- \rightleftharpoons PbC\ell_2 + 2\ H^+ + 2\ NO_3^-$

e) $NH_4^+ + C\ell^- + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+ + C\ell^-$

2. (UFRGS-RS) Se o produto de solubilidade do cloreto de césio ($CsC\ell$) é *K*s, a solubilidade desse sal será igual a

a) $\frac{(K_s)}{2}$ **b)** $\sqrt{K_s}$ **c)** $(K_s)^2$ **d)** $2\ K_s$ **e)** K_s

3. (ITA-SP) Utilizando os dados fornecidos na tabela ao lado é *correto* afirmar que o produto de solubilidade do sulfito de sódio em água, a 15 °C, é igual a:

Massa molar do $Na_2SO_3 \cdot 2\ H_2O = 162\ g \cdot mol^{-1}$

a) $8 \cdot 10^{-3}$

b) $1{,}6 \cdot 10^{-2}$

c) $3{,}2 \cdot 10^{-2}$

d) 8

e) 32

Substância	Solubilidade (g de soluto/100 g H_2O)
ZnS	0,00069
$ZnSO_4 \cdot 7\ H_2O$	96
$ZnSO_3 \cdot 2\ H_2O$	0,16
$Na_2S \cdot 9\ H_2O$	46
$Na_2SO_4 \cdot 7\ H_2O$	44
$Na_2SO_3 \cdot 2\ H_2O$	32

4. (UFC-CE) Considere as seguintes semirreações a 25 °C:

$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \longrightarrow Zn(s)$ $E^0 = -0{,}76\ V$ $Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$ $E^0 = +0{,}80\ V$

Uma diferença de potencial de 0,97 V se estabelece entre o eletrodo de zinco imerso em uma solução contendo Zn^{2+} nas condições padrão e o eletrodo de prata imerso em uma solução de cromato de prata (Ag_2CrO_4) parcialmente solubilizado. Considerando a concentração de cromato igual a 0,01 mol · L^{-1}, o produto de solubilidade do Ag_2CrO_4 é:

a) 10^{-14} **b)** 10^{-12} **c)** 10^{-10} **d)** 10^{-8} **e)** 10^{-6}

5. (Unicamp-SP) A cada quatro anos, durante os Jogos Olímpicos, bilhões de pessoas assistem à tentativa do Homem e da Ciência de superar limites. Podemos pensar no entretenimento, na geração de empregos, nos avanços da Ciência do Desporto e da tecnologia em geral. Como esses jogos podem ser analisados do ponto de vista da Química? As questões a seguir são exemplos de como o conhecimento químico é ou pode ser usado nesse contexto.
Nos Jogos Olímpicos de Beijing houve uma preocupação em se evitar a ocorrência de chuvas durante a cerimônia de abertura. Utilizou-se o iodeto de prata no bombardeamento de nuvens nas vizinhanças da cidade para provocar chuva nesses locais e, assim, evitá-la no Estádio Olímpico. O iodeto de prata tem uma estrutura cristalina similar à do gelo, o que induz a formação de gelo e chuva sob condições específicas.

a) Sobre a estratégia utilizada em Beijing, veiculou-se na imprensa que "o método não altera a composição da água da chuva". Responda se essa afirmação é correta ou não e justifique.

b) Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade do iodeto de prata e calcule sua concentração em $mol \cdot L^{-1}$ numa solução aquosa saturada a 25 °C.

Dado: A constante do produto de solubilidade do iodeto de prata é $8{,}3 \cdot 10^{-17}$ a 25 °C.

6. (UFF-RJ) Tanto o filme quanto o papel fotográfico possuem um revestimento denominado emulsão sobre base suporte que é sensível à luz. A emulsão consiste em uma gelatina contendo um ou mais haleto de prata (AgCℓ, AgBr e AgI). A preparação de emulsões fotográficas envolve a precipitação dos haletos de prata e o processo químico é bastante simples: uma solução de $AgNO_3$ é adicionada lentamente a uma solução que contém KBr (talvez com pequena porcentagem de KI) e pequena quantidade de gelatina. A reação que se processa é:

$$Ag^+(aq) + Br^-(aq) \rightleftharpoons AgBr(s)$$

Com base na reação e considerando a K_{ps} do AgBr igual a $5{,}0 \cdot 10^{-13}$ a 25 °C, pode-se afirmar que:

a) a solubilidade em $g \cdot L^{-1}$ é exatamente a raiz cúbica da K_{ps}.

b) na presença de KBr a solubilidade do AgBr diminui.

c) quando o equilíbrio é alcançado, a $[Ag^+]$ é duas vezes maior do que a de $[Br^-]$.

d) a $[Br^-]$ no equilíbrio é $2{,}0 \cdot 10^{-6}$ $mol \cdot L^{-1}$.

e) a adição de $AgNO_3$ faz deslocar o equilíbrio para a esquerda.

7. (Unimontes) O sulfato de bário, $BaSO_4$, é usado pelos radiologistas como solução de contraste em exames radiológicos. Utiliza-se, em geral, uma solução saturada desse sal cuja solubilidade é de $1{,}0 \times 10^{-5}$ mol/L.

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Considerando que o limite de tolerância do íon bário no organismo é cerca de $7{,}0 \times 10^{-3}$ mol, assinale a alternativa incorreta.

a) A adição de mais sulfato diminui a solubilidade do sulfato de bário.

b) O $BaSO_4$ é um material radiopaco, sendo capaz de barrar os raios X.

c) O produto de solubilidade (K_{ps}) do sal sulfato de bário é $1{,}0 \times 10^{-10}$.

d) A ingestão de 100 mL de solução saturada de $BaSO_4$ pode ser letal.

8. (UEM-PR) Com base nas informações da tabela ao lado e nos conhecimentos sobre solubilidade, assinale o que for CORRETO.

Sal	K_{ps} (25 °C)
$BaSO_4$	$1{,}0 \times 10^{-10}$
$Mg(OH)_2$	$4{,}0 \times 10^{-12}$

01) Em uma solução saturada de $BaSO_4$ a 25 °C, a concentração de íons bário é de $1{,}0 \times 10^{-5}$.

02) Entre os dois compostos, o $Mg(OH)_2$ é o que apresenta a menor solubilidade em água a 25 °C.

04) Na evaporação de um litro de uma solução aquosa que contém 0,001 g de $BaSO_4$ e 0,001 g de $Mg(OH)_2$, o primeiro composto a precipitar é o $BaSO_4$.

08) A solubilidade de $BaSO_4$ em uma solução de K_2SO_4, de concentração 0,001 mol/L, é 100 vezes menor do que a solubilidade desse mesmo sal em água pura.

16) A solubilidade de um sal a 100 °C é sempre maior do que a solubilidade desse mesmo sal a 25 °C.

9. (UFRN) Uma das formas de se analisar e tratar uma amostra de água contaminada com metais tóxicos como Cd(II) e Hg(II) é acrescentar à amostra sulfeto de sódio em solução aquosa ($Na_2S(aq)$), uma vez que os sulfetos desses metais podem se precipitar e serem facilmente removidos por filtração.
Considerando os dados a seguir:

$$CdS(s) \rightleftharpoons Cd^{2+}(aq) + S^{2-}(aq) \qquad K_{ps} = [Cd^{2+}] \cdot [S^{2-}]$$

Sal	Constantes do produto de solubilidade K_{ps} $(mol/L)^2$ 25 °C
CdS	$1{,}0 \times 10^{-28}$
HgS	$1{,}6 \times 10^{-54}$

a) Explique, baseado nos valores de K_{ps}, qual sal se precipitará primeiro ao se adicionar o sulfeto de sódio à amostra de água contaminada.

b) Suponha que a concentração de Cd^{2+} na amostra é de $4{,}4 \times 10^{-8}$ mol/L. Calcule o valor da concentração de S^{2-} a partir da qual se inicia a precipitação de CdS (s).

10. (ITA-SP) O produto de solubilidade em água, a 25 °C, do sal hipotético $M(IO_3)_2$ é $7{,}2 \times 10^{-9}$.
Calcule a solubilidade molar desse sal em uma solução aquosa $2{,}0 \times 10^{-2}$ mol L^{-1} de $M(NO_3)_2$.

11. (UFF-RJ) A escassez de água no mundo é agravada pela ausência de usos sustentáveis dos recursos naturais e pela má utilização desses recursos. A desigualdade no acesso à água está relacionada a desigualdades sociais.

Controlar o uso da água significa deter poder. Em regiões onde a situação de falta d'água já atinge índices críticos, como no continente africano, a média de consumo por pessoa/dia é de 10^{-15}/L, já em Nova York um cidadão gasta cerca de 2 000 L/dia. A água é considerada potável quando é inofensiva à saúde do homem e adequada aos usos domésticos. A água potável apresenta pH em torno de 6,5 a 8,5 [$C\ell^-$] em cerca de 250 mg/L.

Assim, quando 25,0 mL de solução de $NaC\ell$ 0,10 M reage com 5,0 mL de uma solução padrão de $AgNO_3$ 0,20 M (K_{ps} do $AgC\ell = 1{,}0 \times 10^{-10}$), pode-se afirmar que

a) [Ag^+] é igual [$C\ell^-$] na solução resultante.

b) [$C\ell^-$] na solução indica que esse índice está acima do valor de referência.

c) [Ag^+] é igual $2{,}0 \times 10^{-9}$ M e [$C\ell^-$] está abaixo do valor de referência.

d) [$C\ell^-$] é igual $5{,}0 \times 10^{-2}$ M e [Ag^+] é $1{,}0 \times 10^{-5}$ M.

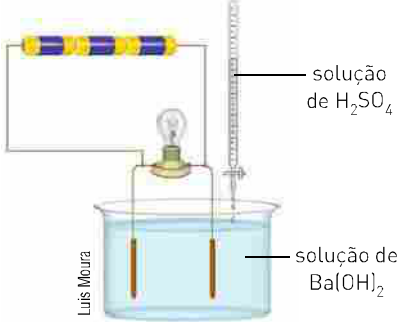
e) [$C\ell^-$] é igual $2{,}0 \times 10^{-9}$ M e [Ag^+] é igual a $1{,}35 \times 10^{-5}$ M.

12. (Uerj) Em um experimento, foram misturadas duas soluções aquosas a 25 °C cada uma com volume igual a 500 mL. Uma delas tem como soluto o brometo de potássio na concentração de 0,04 mol · L^{-1}; a outra tem como soluto o nitrato de chumbo II.

A mistura reagiu completamente, produzindo uma solução saturada de brometo de chumbo II, cuja constante do produto de solubilidade, também a 25 °C, é igual a 4×10^{-6} $mol^3 \cdot L^{-3}$.

Calcule a concentração, em mol · L^{-1}, da solução inicial de nitrato de chumbo II e indique sua fórmula química.

13. (UEG-GO) Um estudante de Química adicionou $Ba(OH)_2$ em 100 mL de água pura até haver formação de corpo de fundo. Em seguida, realizou uma filtração para eliminação do excesso de sólido. Retirou 50 mL da referida solução e transferiu-a para o recipiente mostrado na figura ao lado. A solução foi titulada com H_2SO_4 e o ponto de equivalência determinado com base no comportamento da lâmpada.



Dados: K_{ps}, $Ba(OH)_2 = 3{,}0 \cdot 10^{-4}$;

K_{ps}, $BaSO_4 = 1{,}0 \cdot 10^{-10}$;

$\sqrt[3]{75} = 4{,}22$.

a) Calcule a concentração, em mol · L^{-1}, da solução de $Ba(OH)_2$ após a filtração.

b) Escreva a reação balanceada e explique por que é possível determinar o ponto de equivalência usando a lâmpada conectada ao circuito.

14. (UFSC) Meios de contraste são substâncias utilizadas em exames de diagnóstico por imagem, radiografias ou ressonância magnética. Suspensões aquosas de sulfato de bário, insolúvel no suco gástrico, são frequentemente utilizadas como contraste nesses exames. O sulfato de bário não se dissolve no estômago e intestinos e seu percurso através dos órgãos digestivos pode ser acompanhado pela análise do exame. Entretanto, no decorrer do ano de 2003, a contaminação de um lote do contraste com carbonato de bário ocasionou a morte de dezenas de pessoas.

As equações 1 e 2, a seguir, correspondem aos equilíbrios de solubilidade dos sais de bário em água:

(1) $BaCO_3\,(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\,(aq) + CO_3^{2-}\,(aq)$ $\quad K_{ps} = 8{,}1 \cdot 10^{-9}$ mol · L^{-1}

(2) $BaCO_4\,(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$ $\quad K_{ps} = 1{,}1 \cdot 10^{-10}$ mol · L^{-1}

Embora a concentração de íons CO_3^{2-} em meio aquoso seja baixa, em presença de $HC\ell$ proveniente do suco gástrico esses íons reagem com H^+ produzindo HCO_3^-, aumentando a solubilidade do carbonato de bário (equação 3):

(3) $CO_3^{2-}\,(aq) + H^+\,(aq) \rightleftharpoons HCO_3^-\,(aq)$

Íons HCO_3^-, por sua vez, podem também reagir com íons H^+ produzindo H_2CO_3 (equação 4):

(4) $HCO_3^-\,(aq) + H^+\,(aq) \rightleftharpoons H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$

Considere as informações do enunciado e indique a(s) proposição(ões) *correta*(s).

01. A solubilização do carbonato de bário aumenta a concentração de íons Ba^{2+} no organismo provocando intoxicações graves.
02. O ânion sulfato, por ser uma base fraca, reage com $HC\ell$ presente no suco gástrico.
04. O íon CO_3^{2-} é a base conjugada de um ácido fraco.
08. O valor da constante do produto de solubilidade do $BaCO_3$ e do $BaSO_4$ indica que esses sais são muito solúveis em meio aquoso.
16. A adição do $HC\ell$ ao precipitado de carbonato de bário desloca o equilíbrio para a direita.
32. O ácido carbônico sofre hidrólise, produzindo CO_2 e H_2O.

15. (UFPE) Uma determinada água mineral tem em sua composição os íons bário e cálcio nas seguintes quantidades: Ba^{2+}: 0,28 mg · L^{-1}; Ca^{2+}: 16,00 mg · L^{-1}. Ambos formam sais pouco solúveis, ao se combinarem com íons sulfato, cujos produtos de solubilidade são $K_{ps}(BaSO_4) = 1 \cdot 10^{-10}$ e $K_{ps}(CaSO_4) = 5 \cdot 10^{-5}$. Sobre essa água mineral, analise as afirmativas a seguir.

(Massas atômicas aproximadas: Ba = 140; Ca = 40.)

0-0) A concentração de íons bário é $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1}.

1-1) A concentração molar de íons cálcio é maior que a concentração molar de íons bário.

2-2) $BaSO_4$ (s) é menos solúvel que $CaSO_4$ (s).

3-3) A formação de um precipitado de $BaSO_4$, nessa água mineral, deverá ocorrer somente quando a concentração de íons sulfato for superior a $5 \cdot 10^{-5}$ mol · L^{-1}.

4-4) É possível separar os dois sais por precipitação seletiva.

16. (ITA-SP) Considere as afirmações a seguir, todas relativas à temperatura de 25 °C, sabendo que os produtos de solubilidade das substâncias hipotéticas XY, XZ e XW são, respectivamente, iguais a 10^{-8}, 10^{-12} e 10^{-16}, naquela temperatura.

I. Adicionando-se $1 \cdot 10^{-3}$ mol do ânion *W*, proveniente de um sal solúvel, a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XY sem corpo de fundo, observa-se a formação de um sólido.

II. Adicionando-se $1 \cdot 10^{-3}$ mol do ânion *Y*, proveniente de um sal solúvel, a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XW sem corpo de fundo, não se observa a formação de sólido.

III. Adicionando-se $1 \cdot 10^{-3}$ mol de XZ sólido a 100 mL de uma solução aquosa contendo $1 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1} de um ânion *Z* proveniente de um sal solúvel, observa-se um aumento da quantidade de sólido.

IV. Adicionando-se uma solução aquosa saturada em XZ sem corpo de fundo a uma solução aquosa saturada em XZ sem corpo de fundo, observa-se a formação de sólido.

Das afirmações apresentadas, está(ão) *correta*(s):

a) apenas I e II. **b)** apenas I e III. **c)** apenas II. **d)** apenas III e IV. **e)** apenas IV.

17. (UFPR) A dureza da água é um problema que afeta residências e indústrias por gerar acúmulo mineral nas tubulações e dificultar a formação de espumas de sabão e de detergentes. Relacione os elementos da coluna da esquerda, que apresenta as constantes de produto de solubilidade de carbonatos, com as afirmativas da coluna da direita.

	K_{ps}	
1. $CaCO_3$	10^{-9}	( ) É o carbonato menos solúvel dos listados.
2. $MgCO_3$	10^{-5}	( ) Uma solução saturada possui concentração de 10^{-5} mol · L^{-1} do cátion e 10^{-5} mol · L^{-1} do ânion.
3. $FeCO_3$	10^{-11}	( ) Se a concentração do cátion é da ordem de $4,0 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1}, para ocorrer precipitação a concentração do carbonato deve ser de pelo menos $2,5 \cdot 10^{-7}$ mol · L^{-1}.
4. $SrCO_3$	10^{-10}	( ) Se a concentração do cátion é da ordem de $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1}, para ocorrer precipitação a concentração do carbonato deve ser de pelo menos $3,4 \cdot 10^{-3}$ mol · L^{-1}.

Indique a alternativa que apresenta a numeração correta da coluna da direita, de cima para baixo.

a) 3 — 4 — 1 — 2 **b)** 3 — 2 — 1 — 4 **c)** 4 — 2 — 3 — 1 **d)** 3 — 1 — 4 — 2 **e)** 2 — 4 — 1 — 3

18. (ITA-SP) Indique a opção *correta* que corresponde à variação da concentração de íons Ag^+ provocada pela adição, a 25 °C, de um litro de uma solução 0,02 mol · L^{-1} em NaBr a um litro de uma solução aquosa saturada em AgBr. Dado: K_{ps} AgBr (298 K) = $5,3 \cdot 10^{-13}$.

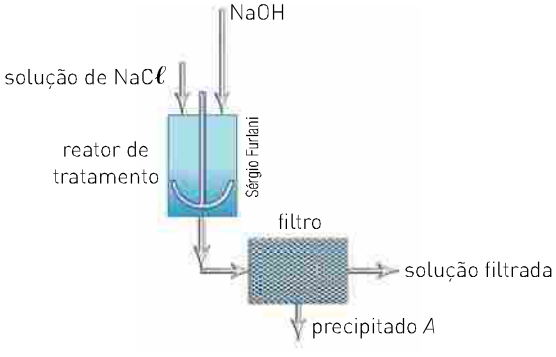
a) $3 \cdot 10^{-14}$ **b)** $5 \cdot 10^{-11}$ **c)** $7 \cdot 10^{-7}$ **d)** $1 \cdot 10^{-4}$ **e)** $1 \cdot 10^{-2}$

19. (UFRJ) No processo de eletrólise com células de membrana, a solução de NaCℓ deve ser previamente purificada. Para isso, alguns íons contaminantes são retirados através de reação com uma base, gerando um precipitado *A* que é separado no filtro, como mostra o desenho ao lado.

Uma solução concentrada de cloreto de sódio contendo 0,1 mol/L de íons Ca^{2+} e 0,5 mol/L de íons Mg^{2+} como contaminantes foi enviada ao reator de tratamento, onde NaOH foi adicionado até que o pH fosse igual a 10.

A K_{ps} do $Ca(OH)_2$ é igual a $5 \cdot 10^{-6}$, e a K_{ps} de $Mg(OH)_2$ é igual a $5 \cdot 10^{-12}$.

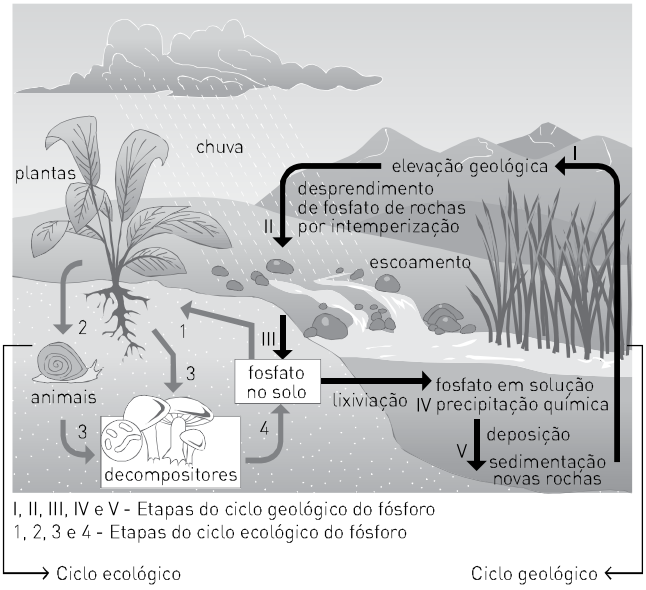
Calcule a concentração dos íons Ca^{2+} e Mg^{2+} na solução filtrada.



20. (Ufba) O fósforo representa apenas cerca de 0,1% da crosta terrestre, mas é um nutriente essencial para todas as formas de vida. Ele é um componente-chave do DNA, do RNA e do ATP. O ciclo global do fósforo leva milhões de anos para se completar, porque os processos de formação de rochas sedimentares no fundo de oceanos, de lagos e de rios, sua posterior elevação e intemperização — que transforma rocha em solo — ocorrem vagarosamente no ciclo geológico. No entanto, com frequência o fósforo circula rapidamente entre os seres vivos — ciclo ecológico — sob a forma de íons fosfato, PO_4^{3-}, como mostra a figura.

A atividade humana tem interferido em algumas etapas do ciclo geológico do fósforo, como a de mineração de fosfato, para a produção de fertilizantes, e de desmatamento — para exploração agropecuária e madeireira —, que é uma das causas de erosão, o que resulta em descarga excessiva de fosfato para o solo e para os ambientes aquáticos.

Ciclo do fósforo



O fósforo é um nutriente limitante nos solos e ambientes de água doce, razão pela qual a sua adução nos solos agrícolas e nos lagos aumenta as taxas de fotossíntese e produtividade biológica, o que favorece a eutrofização — processo relacionado ao acúmulo de matéria orgânica em decomposição.

Com base nessas informações, na figura que representa o ciclo do fósforo e admitindo-se que a rocha sedimentar fosfática é formada apenas por $Ca_3(PO_4)_2(s)$, $K_s = 1{,}0 \cdot 10^{-30}\ (mol \cdot L^{-1})^5$, e forma um sistema em equilíbrio químico com os íons $Ca^{2+}(aq)$ e $PO_4^{3-}(aq)$, existentes na água de um lago de densidade $1{,}0\ g \cdot cm^{-3}$, e que nenhum outro equilíbrio interfere nesse processo:

- determine, por meio de cálculo, se ocorre precipitação de $Ca_3(PO_4)_2$ quando a concentração de íons (PO_4^{3-}) atinge o valor de 0,1 ppm (m/v), na água desse lago.
- identifique as etapas do ciclo geológico do fósforo em que as atividades antrópicas interferem diretamente, e indique as consequências do aumento das taxas de fotossíntese e de produtividade biológica decorrentes da descarga excessiva de fosfato, no ambiente aquático.

21. (UFPR) Com o desenvolvimento da fotografia nos séculos XIX e XX, muitos estudos investigaram a química dos haletos de prata. Com isso, além do desenvolvimento tecnológico, avanços científicos foram alcançados no entendimento da formação de cristais e reações fotoquímicas envolvendo compostos iônicos. Na tabela a seguir são fornecidos dados de propriedades, como produto de solubilidade e de potencial padrão de redução, dos principais haletos de prata.

$K_{ps}\ (mol^2 \cdot dm^{-6})$	$AgX + e^- \xrightarrow{E^0\,(V)} Ag^0 + X^-$	
$AgC\ell$	$1{,}77 \cdot 10^{-10}$	0,22233
AgBr	$5{,}35 \cdot 10^{-13}$	0,07133
$Ag\ell$	$8{,}52 \cdot 10^{-17}$	−0,15224

Com relação aos haletos de prata, identifique as afirmativas a seguir como verdadeiras (V) ou falsas (F):

( ) O cátion Ag^+ possui maior afinidade por haletos de mais baixa razão carga: raio.

( ) Existe uma tendência clara: quanto menos solúvel é o haleto de prata, menos oxidante esse composto será.

( ) Numa amostra composta por uma mistura de cloreto, brometo e iodeto de prata, e um forte agente redutor, a primeira espécie a reduzir será o AgI.

( ) Ao se adicionar 1 mol de um haleto de prata sólido (representação genérica: AgX) numa solução aquosa $1{,}0\ mol \cdot dm^{-3}$ do respectivo haleto de potássio (representação genérica: KX), a máxima quantidade de íons prata em solução será inferior a ppb (partes por bilhão).

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo.

a) V - F - V - F.
b) F - V - F - F.
c) F - F - V - V.
d) V - F - F - V.
e) V - V - F - V.

UNIDADE

9

Radioatividade

Dentre as experiências conduzidas, algumas foram realizadas na quarta-feira, 26 de fevereiro, e quinta-feira, 27 de fevereiro (1896). Nesses dias o Sol se mostrou apenas de passagem. Eu preparei os materiais do experimento e os guardei numa gaveta, onde também se encontravam os sais de urânio. No dia seguinte o Sol não apareceu e eu revelei as chapas no 1º de março, na esperança de encontrar fotos muito fracas. Porém, ao contrário, os contornos se mostravam com grande intensidade. Pensei imediatamente que isso devia ter ocorrido no escuro, e planejei a seguinte experiência.

No fundo de uma caixa de papelão coloquei uma chapa fotográfica e sobre seu lado sensível (camada de gelatina de bromo) pus um pedaço de sal de urânio curvo, de forma que encostasse na chapa apenas em alguns pontos. A seguir coloquei um outro pedaço de sal de urânio, separado da chapa fotográfica através de uma chapa de vidro. Isso tudo ocorreu numa sala escura. A caixa foi fechada, colocada numa segunda caixa de papelão e então posta numa gaveta. Trabalhei ainda com uma moldura que foi coberta por uma chapa de alumínio. Nela estava uma chapa fotográfica e também uma plaqueta de sal de urânio. O conjunto foi colocado numa caixa de papelão e posto numa gaveta.

Depois de cinco horas as chapas foram reveladas, os contornos dos sais mostravam-se em preto, exatamente como na experiência anterior.

A ação do sal que ficou sobre a chapa de vidro foi um pouco mais fraca, mas a forma do sal era bem reconhecível. Finalmente, a ação através da chapa de alumínio era ainda mais fraca, todavia clara também.

Parece plausível que esses fenômenos não podem ser subordinados à luz que emana da fosforescência.

Relato de Antoine-Henri Becquerel, físico francês descobridor da radioatividade do urânio e ganhador do Prêmio Nobel de 1903 com o casal Curie, feito em 2 de março de 1896 na Academia Francesa de Ciências.
In: Tennenbaum, Jonathan. *Energia nuclear*: uma tecnologia feminina. Rio de Janeiro: Capax Dei, 2007. p. 61-62.

Ria Novosti/SPL/Latinstock

As pastilhas de combustível nuclear mostradas na fotografia são constituídas por óxido de urânio e foram produzidas em Caetité, no estado do Rio de Janeiro.

Ideias iniciais

- Becquerel descreve seu experimento com riqueza de detalhes, de modo quase literário. Será que, com base na descrição que ele faz, você consegue elaborar um desenho ou esquema que represente esse experimento? Mãos à obra!

Estudo das radiações

CAPÍTULO 33

A DESCOBERTA DOS RAIOS X

No final do século XIX, o físico alemão Wilhelm Konrad Roentgen (1845-1923), trabalhando com raios catódicos, percebeu que estes, ao se chocarem com vidros ou metais, produziam um novo tipo de radiação. Estudos posteriores permitiram concluir que essas radiações não apresentam nem massa nem carga elétrica. Elas foram denominadas **raios X** e atualmente são utilizadas no diagnóstico de fraturas ósseas e de outras ocorrências médicas.

CAVALLINI JAMES/Easypix Brasil

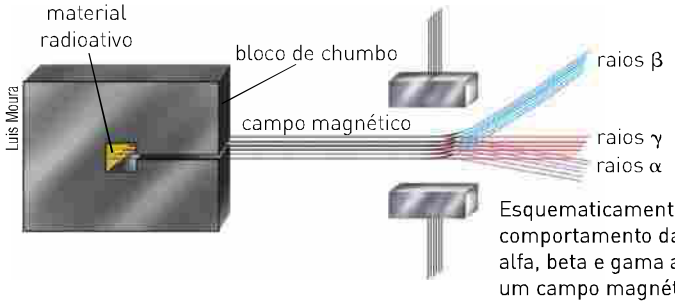
Nas radiografias, os raios X sensibilizam um filme radiográfico, formando imagens em diferentes tonalidades de cinza, dependendo da densidade dos tecidos. Os ossos, devido à sua densidade, não são atravessados por esses raios e aparecem brancos nas chapas radiográficas. Entre as utilizações dos raios X podemos citar: identificação de fraturas (como a indicada pela seta na fotografia), de pneumonia, de tumores etc. Os raios X são também um recurso importante para o trabalho dos dentistas.

RADIAÇÕES DO URÂNIO

Em 1896, o físico francês Antoine-Henri Becquerel (1852-1908) percebeu que um sal de urânio, o sulfato duplo de potássio e uranila ($K_2(UO_2)(SO_4)_2$) era capaz de sensibilizar o negativo de um filme fotográfico, recoberto por papel preto ou ainda por uma fina lâmina de metal. As radiações emitidas pelo material apresentavam propriedade semelhante à dos raios X, que foi denominada **radioatividade**.

Em 1897, Marie Sklodowska Curie (1867-1934) demonstrou que a intensidade da radiação é proporcional à quantidade de urânio na amostra e concluiu que a radioatividade é um fenômeno atômico.

Nesse mesmo ano, Ernest Rutherford (1871-1937) criou uma aparelhagem para estudar a ação de um campo eletromagnético sobre as radiações.



Esquematicamente, é esse o comportamento das radiações alfa, beta e gama ao passarem em um campo magnético.

Assim, Rutherford observou que, ao passarem pelo campo, algumas dessas radiações tinham sua trajetória desviada em direção à placa carregada negativamente; portanto, deviam apresentar cargas positivas na sua constituição e foram denominadas **raios alfa** (α).

Outro feixe de radiações era atraído pela placa positiva; portanto, elas deviam apresentar cargas negativas e foram denominadas **raios beta** (β). Como tanto os raios α quanto os raios β sofriam a ação do campo magnético, Rutherford concluiu que eles eram constituídos por partículas, chamadas α e β, respectivamente, e que elas apresentavam massa. Comparando o desvio sofrido pelas partículas, concluiu também que as partículas α possuíam massa muito maior e, posteriormente, descobriu que essas partículas α eram constituídas por 2 prótons e 2 nêutrons.

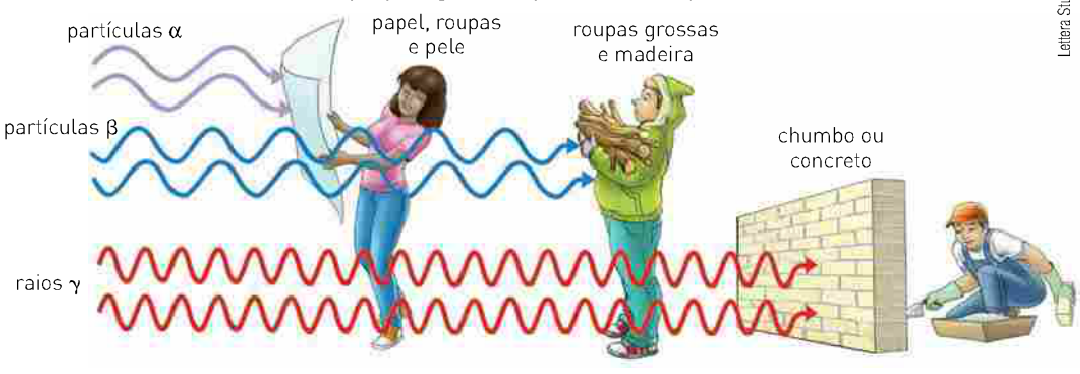
Em 1900, Becquerel comparou os desvios sofridos pelas partículas β em um campo eletromagnético com os desvios sofridos pelos elétrons, descobertos em 1897 por Charles Thomson Rees Wilson (1869-1959). Dessa comparação, concluiu que as partículas β e os elétrons eram iguais, ou seja, os raios β eram constituídos por elétrons. Até então, eles eram associados à corrente elétrica; agora, também são associados aos átomos.

Nesse mesmo ano, o físico francês Paul Ulrich Villard (1860-1934), repetindo as experiências de Rutherford, percebeu a existência de outros raios que não eram afetados pelo campo eletromagnético. Esses raios não apresentavam nem carga nem massa, eram constituídos por ondas eletromagnéticas e foram denominados **raios gama** (γ). A radiação γ apresentava algumas semelhanças com a dos raios X, mas era mais penetrante, possuía comprimento de onda menor e, por isso, mais energia.

O estudo das características dessas partículas e radiações foi feito por Rutherford, que percebeu que elas apresentavam diferentes penetrações.

As partículas α não conseguem sequer atravessar uma folha de papel; logo, elas apresentam o menor poder de penetração. As partículas β atravessam o papel, mas não conseguem atravessar uma lâmina de alumínio de 1 mm; logo, seu poder de penetração é maior que o de α . Já as radiações γ atravessam o papel e a lâmina de alumínio, mas são bloqueadas por lâminas de chumbo com mais de 8 mm de espessura. Com isso, podemos concluir que o poder de penetração da radiação γ é o maior.

Materiais que protegem uma pessoa da radiação



Lettera Studio

(Emissões radioativas não são visíveis a olho nu. Esta é uma representação apenas para fins didáticos.)

Estudos posteriores permitiram caracterizar os três tipos de radiação:

Radiação	Símbolo	Constituição	Carga	Massa (u)	Velocidade	Poder de penetração
α	$^{4}_{+2}\alpha$	núcleo de He { 2p, 2n }	+2	4	$\frac{1}{10}$ da velocidade da luz	baixo
β	$^{0}_{-1}\beta$	elétron	−1	0	$\frac{9}{10}$ da velocidade da luz	médio (moderado)
γ	$^{0}_{0}\gamma$	onda eletromagnética de alta energia	0	0	velocidade da luz	elevado

Ainda em 1900, Becquerel observou que, quando se obtinha uma amostra de urânio puro, ela era inicialmente pouco radioativa e, com o passar do tempo, aumentava intensamente a sua emissão de radiação. Para explicar esse fenômeno, ele imaginou que o urânio, ao emitir radiação, se transformava em outro elemento químico, mais radioativo. Essa suposição levou os cientistas a admitirem que o átomo seria constituído de partículas menores, as quais, por sua vez, sofreriam um rearranjo ao emitir radiação, originando átomos de elementos químicos diferentes. O próximo passo foi dado pelo químico inglês Frederick Soddy (1877-1956), assistente de Rutherford, que elaborou a **Primeira lei da radioatividade**.

Recordando algumas características dos átomos

- **Z** = nº atômico = indica o número de prótons (p);
- **A** = nº de massa = número de prótons (p) + número de nêutrons (n).

  Genericamente, temos:

  $$^{A}_{Z}X \Rightarrow A - Z = n$$

  Exemplo:

  $$^{35}_{17}C\ell \begin{cases} Z = 17 = 17 \text{ prótons} \\ A = 35 = p + n \\ 35 = 17 + n \\ n = 18 \Rightarrow \textbf{18 nêutrons} \end{cases} \quad \text{ou} \quad \begin{matrix} A - Z = n \\ 35 - 17 = n \\ n = 18 \Rightarrow \textbf{18 nêutrons} \end{matrix}$$

- **Isótopos**: átomos com $\begin{cases} A \text{ diferente} \\ Z \text{ igual} \end{cases}$ Exemlo: $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$.
- **Isóbaros**: átomos com $\begin{cases} A \text{ igual} \\ Z \text{ diferente} \end{cases}$ Exemplo: $^{40}_{19}K$, $^{40}_{20}Ca$.

O núcleo de um átomo, caracterizado por um Z e um A, é genericamente denominado **nuclídeo**; quando esse núcleo é um emissor de radiação, pode ser chamado de **radionuclídeo** ou **radioisótopo**.

O casal Curie

Marie Curie e seu marido Pierre Curie (1859-1906) verificaram que alguns minérios de urânio produziam uma quantidade de radiação muito maior do que o urânio puro. Deduziram, então, que nesses minérios deveriam existir um ou mais elementos mais radioativos em quantidades muito pequenas, pois, se assim não fosse, eles teriam sido descobertos antes. Em 1898, os Curies conseguiram detectar um deles e o chamaram polônio, em homenagem à terra natal de Marie. No ano seguinte, descobriram outro: o rádio (do latim radium 5 raio).

Em 1903, o casal Curie, com Becquerel, receberam o prêmio Nobel de Física por seus trabalhos com radioatividade. Em 1911, Marie Curie recebeu sozinha o Nobel de Química pela descoberta dos elementos polônio e rádio.

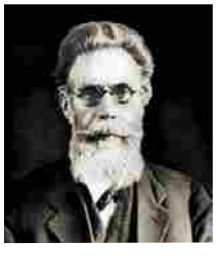
SPL/Latinstock

Marie e Pierre Curie em fotografia de 1895.

A descoberta dos raios X

O grande físico alemão Wilhelm Roentgen, apesar de ter feito outras contribuições para a ciência, tornou-se famoso por identificar os raios X, em 8 de novembro de 1895. Por essa descoberta, ele recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1901 e doou o valor do prêmio à Universidade de Würzberg, na Alemanha, onde lecionou por muitos anos.

Apesar das dificuldades de comunicação na época, as notícias da descoberta dos raios X difundiram-se muito rapidamente em todo o mundo científico, despertando grande



SPL/Latinstock

Wilhelm Roentgen, físico alemão.

interesse. Na França, a Academia de Ciências dedicou sua reunião de 20 de janeiro de 1896 à discussão desse tema. O matemático francês Jules Henri Poincaré (1854-1912), que havia recebido de Roentgen uma correspondência sobre seus experimentos, foi encarregado de relatá-los.

A seguir, temos a transcrição de um trecho do relato de Poincaré:

> Tendo envolvido com um cartão preto um tubo de Crookes no qual se produzem raios catódicos, o professor Roentgen colocou-o em uma sala escura e o aproximou de uma lâmina de papel recoberto de platinocianeto de bário. Essa lâmina se tornou fluorescente, apesar de o cartão preto estar entre o tubo e a lâmina, e esta fluorescência se manteve mesmo com a lâmina colocada a 2 metros do tubo.
>
> Roentgen percebeu imediatamente a extraordinária relevância dessa descoberta; tornando-se necessário admitir a existência de um novo agente, capaz de atravessar um cartão preto bastante opaco, diferente portanto da luz visível ou da ultravioleta.
>
> Roentgen não tardou a descobrir que essas novas radiações impressionam uma placa fotográfica [...].
>
> RON, José Manuel Sanchez. *Marie Curie e seu tempo*. Barcelona: Ediciones Fólio, 2003. p. 53.

LEIS DA RADIOATIVIDADE

1ª lei: a emissão de partículas α

O átomo de um elemento radioativo, ao emitir uma partícula α, dá origem a um novo elemento, que apresenta número de massa **A** com 4 unidades a menos e número atômico **Z** com 2 unidades a menos.

Genericamente, temos:

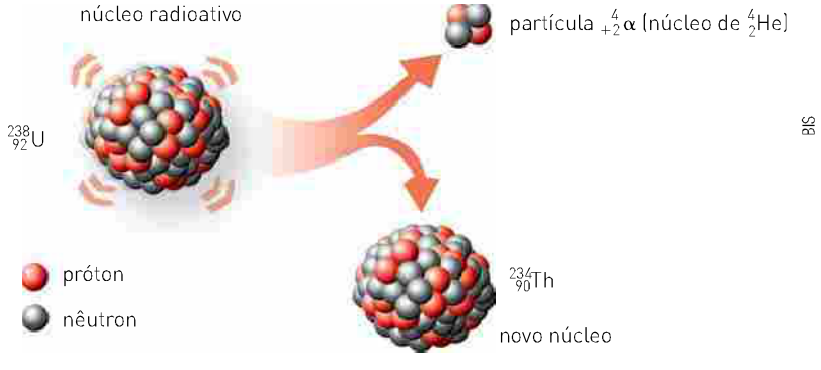
elemento de origem

$$^{A}_{Z}X \xrightarrow{\text{emite}} {}^{4}_{+2}\alpha + {}^{A-4}_{Z-2}Y$$

Explicação: uma partícula α é constituída de 2 prótons e 2 nêutrons, e a emissão de uma delas originará um novo elemento, com 2 prótons e 2 nêutrons a menos. Logo, o novo elemento irá apresentar:

- nº atômico novo = Z − 2
- nº de massa novo = A − 4

Quando um átomo de $^{238}_{92}U$ emite uma partícula α, ele se transforma em $^{234}_{90}Th$:



A reação nuclear que representa essa transformação é dada por:

$$^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{4}_{+2}\alpha + {}^{234}_{90}Th$$

Note que: $\begin{cases} 238 = 4 + 234 \\ 92 = 2 + 90 \end{cases}$

SAIBA MAIS

> Curie e a radioatividade em 90 minutos, *de Paul Strathern. Jorge Zahar Editor. Marie Curie, ganhadora de dois prêmios Nobel, foi uma das maiores cientistas do século XX. Esse livro é um relato de sua vida e de seu trabalho com o elemento químico rádio, que permitiu progressos na física nuclear e no tratamento do câncer.*

2ª lei: Lei de Soddy, Fajans e Russel

Quando um átomo de um elemento radioativo emite uma partícula β, ele se transforma em um novo elemento de mesmo número de massa, mas o seu número atômico apresenta uma unidade a mais.

Genericamente, temos:

$$\text{elemento de origem } {}^{A}_{Z}R \xrightarrow{\text{emite}} {}^{0}_{-1}\beta + {}^{A}_{Z+1}S$$

Explicação: quando ocorre a emissão de uma partícula β, um nêutron presente no núcleo se decompõe e dá origem a um próton, a um elétron e a uma subpartícula atômica denominada **antineutrino (ρ)**. O próton permanece no núcleo; o elétron e o antineutrino (com carga zero e massa, aproximadamente, zero) são emitidos. Veja o esquema:

$$\underset{\text{nêutron}}{{}^{1}_{0}n} \longrightarrow \underset{\text{próton}}{{}^{1}_{+1}p} + \underset{\substack{\text{elétron}\\(\beta)}}{{}^{0}_{-1}e} + \underset{\text{antineutrino}}{{}^{0}_{0}\rho}$$

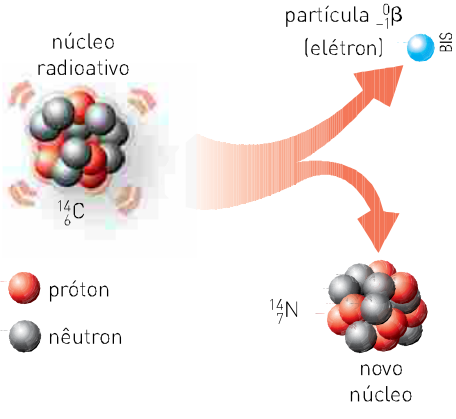
Com isso, quando uma partícula β é emitida, o número atômico (Z) aumenta em uma unidade, pois surge um novo próton; no entanto, o número de massa (A) não se altera, pois um nêutron desaparece, mas, em seu lugar, surge um próton e a soma n + p = A será a mesma.

Quando um átomo de ${}^{14}_{6}C$ emite uma partícula β, ele se transforma em ${}^{14}_{7}N$.

A reação nuclear pode ser representada por:

$${}^{14}_{6}C \longrightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{14}_{7}N \qquad \text{Note que: } \begin{cases} 14 = 0 + 14 \\ 6 = (-1) + 7 \end{cases}$$

> *Como as radiações γ são ondas eletromagnéticas, sua emissão não altera nem o número atômico nem o número de massa do átomo. Por esse motivo, sua emissão não costuma ser representada por equações. As radiações γ ocorrem geralmente com as emissões de α e de β.*



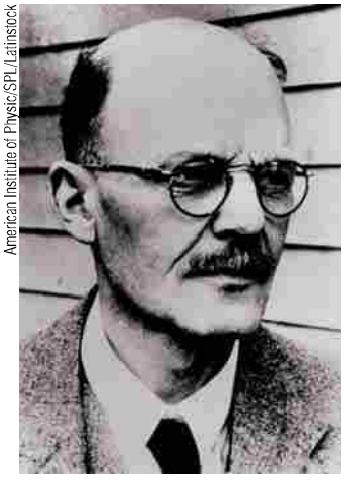
DETECÇÃO DAS RADIAÇÕES

A maneira mais antiga de se detectar radiações consiste na utilização de um filme fotográfico, que é sensibilizado em maior ou menor escala quando atingido pelas radiações.

A maneira mais usada para detectar e medir a quantidade de radiações é por meio de um aparelho conhecido por contador Geiger.

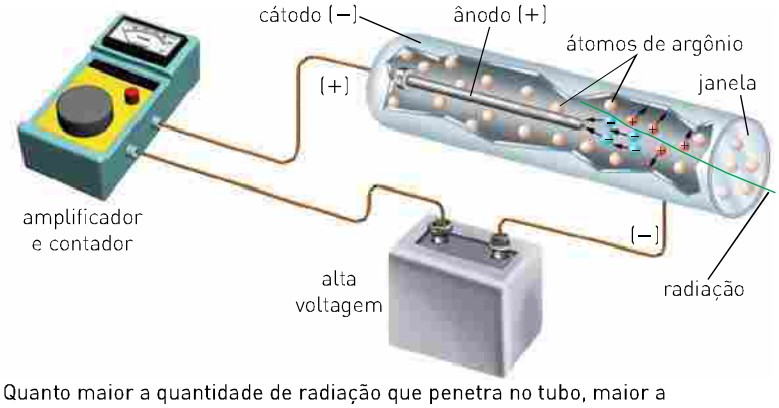
Jürgen Schultzki/Easypix Brasil

As pessoas que trabalham em locais onde se utilizam materiais radioativos usam um crachá que contém um filme fotográfico. A análise desse filme permite não só detectar, mas também medir o grau de exposição aos materiais e a quantidade de radiações, que é proporcional ao obscurecimento do filme.


American Institute of Physic/SPL/Latinstock

Johannes Hans Wilhelm Geiger (1882-1945) foi um físico alemão que, além de desenvolver um trabalho sobre modelo atômico, trabalhou durante a Segunda Guerra Mundial na tentativa fracassada de construir uma bomba atômica alemã.

O tubo do contador Geiger mostrado na fotografia ao lado é preenchido com o gás argônio.



Luis Moura

Quanto maior a quantidade de radiação que penetra no tubo, maior a intensidade do sinal sonoro e o valor indicado no mostrador. (Ilustração fora de escala e em cores-fantasia. Átomos não são visíveis a olho nu. Esta é uma representação apenas para fins didáticos.)

Morgan Hank/Photo Researchers RM/Getty Images

A fotografia mostra um contador Geiger. Esse tipo de instrumento de medida de radiações foi imaginado em 1913 por Geiger e aperfeiçoado em 1928 por Walther Müller (1905-1979).

Quando uma radiação penetra no tubo, provoca a ionização do gás argônio, originando íons positivos e elétrons.

Os elétrons migram para o polo positivo (ânodo), enquanto os íons migram para o polo negativo (cátodo), gerando um pulso elétrico.

Os pulsos elétricos são detectados pelo aparelho e transformados em um sinal sonoro; a medida da quantidade de pulsos, que é proporcional à quantidade de radiações, é indicada em um mostrador.

SÉRIES RADIOATIVAS

Séries radioativas: o conjunto de elementos que têm origem na emissão de partículas α e β, resultando, como produto final, um isótopo estável do chumbo.

Soddy, trabalhando com urânio e tório, por meio de uma sequência de reações químicas, conseguiu determinar que esses elementos, durante o processo radioativo, originavam uma série de elementos intermediários. Assim, foi descoberta a existência de três séries radioativas naturais:

- **Série do urânio (U):**

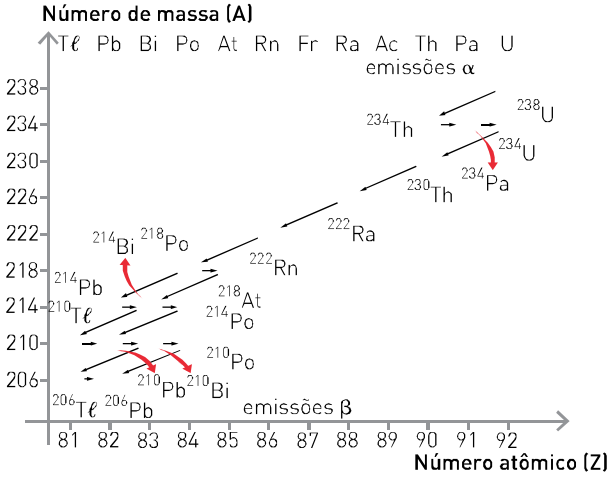
$$^{238}_{92}U \xrightarrow[\text{sucessivas de } \alpha \text{ e } \beta]{\text{emissões}} {}^{206}_{82}Pb$$

- **Série do tório (Th):**

$$^{232}_{90}Th \xrightarrow[\text{sucessivas de } \alpha \text{ e } \beta]{\text{emissões}} {}^{208}_{82}Pb$$

- **Série do actínio (Ac)** (acreditava-se que o primeiro elemento da série era o actínio):

$$^{235}_{92}U \xrightarrow[\text{sucessivas de } \alpha \text{ e } \beta]{\text{emissões}} {}^{207}_{82}Pb$$



Nesta representação da série radioativa do ^{238}U, as emissões α são representadas por setas longas, e as emissões β, por setas curtas.

Note que, nessas séries, um dado elemento químico passa por transformações, denominadas **reações de transmutações**, e dá origem a outro elemento. Quando essas transformações ocorrem pela emissão de partículas, como acabamos de ver, são chamadas **transmutações naturais**. Quando são obtidas por bombardeamento de núcleos estáveis com partículas alfa, com prótons, nêutrons etc., são chamadas **transmutações artificiais**, que estudaremos a seguir.

QUÍMICA, SAÚDE E MEIO AMBIENTE

Uma série radioativa

Em muitas rochas do subsolo e mesmo no solo de algumas regiões estão presentes isótopos radioativos, como o urânio-238 (^{238}U) e o rádio-226 (^{226}Ra). Quando o urânio, naturalmente, sofre um decaimento radioativo, pela emissão de três partículas α e 2 β, se converte em rádio.

$$^{238}_{92}U \longrightarrow 3\ ^{4}_{2}\alpha + 2\ ^{0}_{-1}\beta + {}^{226}_{88}Ra$$

O rádio assim formado sofre decaimento, emitindo uma partícula α, e se transforma no gás radônio:

$$^{226}_{88}Ra \longrightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{222}_{86}Rn$$

Muitos cientistas acreditam ser possível prever um terremoto a partir da observação dos níveis de radônio no ar de determinadas regiões, já que o processo de liberação desse elemento se inicia com o rompimento de rochas abaixo da superfície.

MARKA/Alamy/Glow Images

No dia 6/4/2009, ocorreu um terremoto que causou aproximadamente 300 mortes e muitos danos na cidade de L'Aquila e outras cidades vizinhas, na região de Abruzzo (Itália). O físico italiano Giampaolo Giuliane afirmou na ocasião que as altas concentrações de radônio no ar, verificadas na região alguns dias antes do terremoto, seriam um indicador do terremoto. No entanto, ainda não existe uma comprovação científica da relação entre a concentração de Rn no ar e os terremotos.

Nas condições ambiente, o radônio é um gás e, portanto, pode difundir-se através de fissuras existentes nas rochas e no solo. Em locais abertos e ventilados, ele espalha-se pelo ar e não chega a ser um perigo para a saúde.

Porém, quando um acúmulo de material radioativo, que libera Rn, se localiza diretamente abaixo de uma casa ou de um edifício, esse gás pode se acumular em recintos fechados, e a sua inalação pelos seres humanos pode tornar-se extremamente perigosa.

Nos pulmões, o Rn inalado rapidamente emite uma partícula α, originando o polônio. Este, por sua vez, se transforma em um isótopo radioativo do chumbo, que, ao longo de muitos decaimentos com liberação de partículas α, β e radiações γ, se transforma em um isótopo estável do chumbo.

O polônio, os elementos provenientes de sua desintegração e as radiações emitidas são a causa de câncer no pulmão.

No Brasil, já existem vários estudos sobre a ação do Rn, como pesquisas quantitativas feitas na região metropolitana de Curitiba (PR), na região de Poços de Caldas (MG), que apresenta altas taxas de radioatividade natural nas minas subterrâneas de carvão e fluorita (CaF_2), em Santa Catarina e na Baixada Santista (Santos, SP).

Da Cane Medical Imaging LTD/ SPL/Latinstock

A Organização Mundial da Saúde estima que 10% das mortes causadas por câncer do pulmão nos Estados Unidos sejam provocadas pelo Rn e que os efeitos negativos do fumo aumentem o risco desse tipo de câncer em 25%.

Para ir além

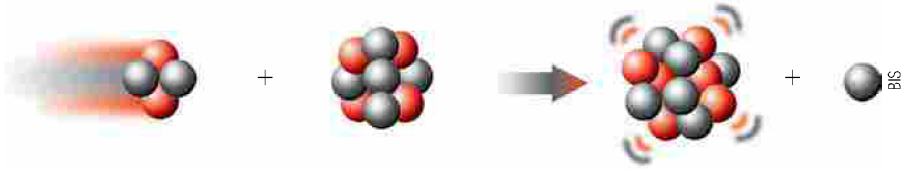
1. Por que em locais abertos o escape do gás radônio não chega a ser um perigo?
2. Equacione a transformação do isótopo de radônio mencionado no texto no isótopo de polônio que tem número atômico 84 e número de massa 210.
3. Quantas partículas alfa e beta são emitidas na transformação do isótopo de polônio em isótopo de chumbo? Dados: Z = 82; A = 206.
4. Em alguns lugares do mundo há uma detecção maior de radônio. Pesquise na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade quais são os três locais no mundo com maior concentração de radônio por metro cúbico de ar. Quais as possíveis consequências disso para a população local?

Transmutação artificial

Simultaneamente à realização de experiências para estudar a estrutura do átomo, Ernest Rutherford realizou uma reação de transmutação artificial. Ele percebeu que, se átomos do isótopo de $^{14}_{7}N$ fossem bombardeados com partículas α, eles dariam origem ao isótopo de oxigênio $^{17}_{8}O$ e a um próton. A representação dessa reação nuclear de transmutação é:

$$^{14}_{7}N + {}^{4}_{+2}\alpha \longrightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{+1}p \qquad \text{Note que: } \begin{cases} 14 + 4 = 17 + 1 \\ 7 + 2 = 8 + 1 \end{cases}$$

Outra reação de transmutação muito importante, responsável pelo descobrimento do nêutron, foi feita por James Chadwick (1891-1974) em 1932. Ao bombardear o isótopo de $^{9}_{4}Be$ com partículas α, Chadwick percebeu que se formavam o $^{12}_{6}C$ e uma nova partícula, que ele denominou **nêutron** ($^{1}_{0}n$).



Essa reação pode ser representada por:

$$^{4}_{+2}\alpha + {}^{9}_{4}Be \longrightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n \qquad \text{Note que: } \begin{cases} 9 + 4 = 12 + 1 \\ 4 + 2 = 6 + 0 \end{cases}$$

Irene Joliot Curie (1897-1956), filha de Marie Curie, e seu marido Frédéric Joliot (1900-1958), realizando experiências de bombardeamento de alumínio $^{27}_{13}A\ell$ com partículas α, em 1934, perceberam que eram produzidos um isótopo de $^{30}_{15}P$ e um nêutron. A reação nuclear desse processo é representada por:

$$^{27}_{13}A\ell + {}^{4}_{+2}\alpha \longrightarrow {}^{30}_{15}P + {}^{1}_{0}n$$

Eles perceberam também que esse isótopo do fósforo ($^{30}_{15}P$) era radioativo e emitia uma partícula de massa igual à do elétron, mas com carga positiva. A essa nova partícula foi dado o nome de **pósitron**, cuja representação é ($^{0}_{+1}e$); ela originava um isótopo do silício $^{31}_{14}Si$. Essa reação nuclear é representada por:

$$^{30}_{15}P \longrightarrow {}^{0}_{+1}e + {}^{30}_{14}Si \qquad \text{Note que: } \begin{cases} 30 = 0 + 30 \\ 15 = 1 + 14 \end{cases}$$

Atualmente, a maioria dos radioisótopos usados em diversas áreas, como medicina, indústria, agricultura etc., são produzidos a partir de transmutações artificiais.

University of California/American Institute of Physics/SPL/Latinstock

Em 1935, Irene Curie e Frédéric Joliot receberam o prêmio Nobel de Química pelos trabalhos de síntese de diversos radioisótopos.

QUÍMICA E TECNOLOGIA

Aceleradores de partículas no Brasil

Os aceleradores são a forma de fazer com que as partículas estudadas atinjam altíssimas velocidades, a ponto de vencer as repulsões eletrostáticas.

Quando se menciona o nome "acelerador de partículas", é difícil não pensar no LHC (sigla do inglês Large Hadron Collider; em português, Grande Colisor de Hádrons), o maior desses aceleradores, pertencente à Organização Europeia para Pesquisa Nuclear (Cern).

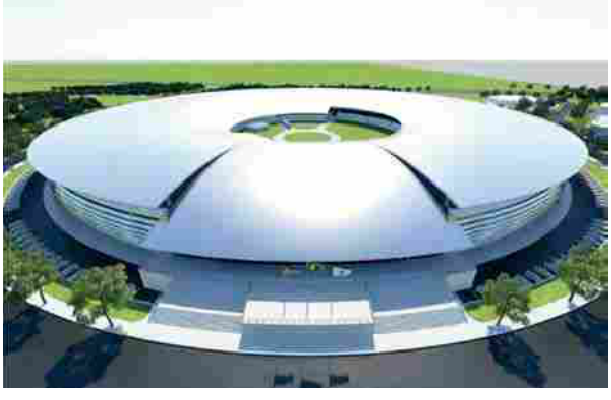
O que poucas pessoas sabem é que o Brasil também conta com um acelerador desde 1997, do Laboratório de Luz Síncrotron (LNLS), em Campinas. O Síncrotron é o único na América Latina, e é capaz de emitir radiação de alto brilho em diversas frequências, desde infravermelho até raios X.

O LNLS é, hoje, subordinado ao Centro Nacional de Pesquisa em Energia e Materiais (CNPEM) e possui 16 estações experimentais.

Gustavo Tilio/Fotografia gentilmente cedida pelo LNLS

O acelerador circular do LNLS, que começou a operar em 1997 em Campinas, interior de São Paulo.

Divulgação/CNPEM



Concepção artística de como ficará o acelerador Sirius depois de pronto.

No começo de 2013, foi anunciada a construção de mais um acelerador no LNLS: o Sirius. Esse acelerador, de terceira geração, será capaz de emitir radiação com maior brilho e gerar imagens com maior resolução que o de 1997, de segunda geração.

A expectativa é de que o Sirius atraia pesquisadores do mundo todo e atenda às mais diversas áreas da ciência, como medicina, biotecnologia, biologia molecular, nanotecnologia e paleontologia.

Fontes: <http://www.cnpem.br>; <http://www.ifsc.usp.br>. Acessos em: 4 abr. 2014.

Para ir além

1. Pesquise na internet ou na biblioteca da sua escola ou cidade os seguintes temas:
   - Quais as diferenças no funcionamento do LHC europeu e do acelerador do LNLS de Campinas?
   - Que descoberta do LHC, anunciada em 2012, foi considerada revolucionária para os conhecimentos da Física e da Química? Qual a importância dela?
   - Em que fase se encontra, no momento em que você está utilizando este livro, o projeto de construção do Sirius, o segundo acelerador brasileiro, anunciado no começo de 2013?

QUÍMICA E SOCIEDADE

Pequena loja do rádio

Nos primeiros anos após a descoberta do elemento rádio, acreditava-se que esta fonte de grande energia poderia ser usada com múltiplas finalidades, tais como: rejuvenescer a pele, tornando-a mais bonita; curar problemas dermatológicos; fortificar o organismo; limpar objetos e até mesmo curar cânceres. O rádio, então considerado uma substância milagrosa, foi incorporado a uma série de produtos: cremes de beleza, pílulas, dentifrícios, navalhas usadas para barbear, compressas para contusões, esfregões, "fontes" de água radioativa etc.

Reprodução

Propaganda de produto para acelerar o crescimento de plantas.

Reprodução

Propaganda de isca brilhante para peixe.

Reprodução

Propaganda de creme de beleza.

No entanto, com o passar do tempo, começou-se a perceber que os produtos que continham rádio causavam mais males do que benefícios. Os malefícios só não foram mais significativos porque o rádio — muito caro — era adicionado a esses produtos em quantidades muito pequenas.

A partir de descobertas científicas, novos produtos chegam aos consumidores — e não são poucos. Exemplos recentes são o telefone celular, o forno de micro-ondas, o DVD; todos os anos surge uma novidade a fim de atender a um mercado bem abrangente e diferenciado. Contudo, antes de chegarem às lojas, as indústrias e os órgãos de fiscalização devem testar não apenas a qualidade e a eficiência desses produtos, mas, principalmente, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente.

Health Protection Agency/SPL/Latinstock

Aparelho usado para a obtenção de água radioativa.

Delfim Martins/Pulsar Imagens

Lavoura de milho transgênico (São Lourenço do Sul, RS).

Reprodução

Propaganda de esfregão.

Para ir além

1. O rádio é um elemento muito mais radioativo do que o próprio urânio e o seu produto de decaimento natural, o gás radônio, também é radioativo. Dos três cuidados abaixo, qual deles é o mais adequado em se tratando de armazenamento de rádio? Justifique.
   a) Manter o local bem iluminado.
   b) Manter o local bem arejado.
   c) Manter o local completamente isolado.

2. Abaixo foi reproduzido o rótulo de uma garrafa de 500 mL de água mineral comercializada no Brasil.

Análise Nº 377/lamin/C.P.R.M de 11/06/99
Composição química provável (mg/L)

bário	0,084
cálcio	16,6
magnésio	6,56
potássio	2,60
sódio	7,90
sulfatos	1,38
bicarbonato	91,87
nitrato de sódio	8,21
cloreto de sódio	4,01

Características físico-químicas
- pH a 25 °C: 6,33
- Temperatura da água na fonte: 21,6 °C
- Condutividade elétrica a 25 °C: $1{,}94 \cdot 10^{-4}$ mhos/cm
- Resíduo de evaporação a 180 °C calculando 130,94 mg/L
- Radioatividade na fonte a 20 °C e 760 mm de Hg: 9,83 Maches

Segundo o Código de Águas Minerais (decreto-lei 7.841, de 8/8/1945), em seu artigo 35, as águas minerais radioativas podem conter radônio em dissolução, obedecendo aos seguintes limites:

Classificação da água	Unidades Mache, por litro, a 20 ºC e 760 mmHg de pressão
francamente radioativa	5 a 10
radioativa	10 a 50
fortemente radioativa	superior a 50

A unidade Mache está obsoleta. Para se medir a quantidade de radônio emanada de um litro de água contendo urânio e seus descendentes radioativos, a unidade mais apropriada atualmente é a Becquerel/L (Bq/L). Sabendo-se que 1 Mache equivale a 12,802 Becquerel/L, responda aos itens abaixo.

a) Segundo as informações trazidas pelo rótulo, qual a classificação dessa água?

b) Qual a quantidade de radônio emanada por essa garrafa de 500 mL de água em Bq/L?

3. A radioatividade tem aplicações importantes na Medicina, como, por exemplo, o uso de radiotraçadores, que permitem identificar, no corpo, o local da emissão de radioatividade (como nos exames de cintilografia). De acordo com essa técnica, após o paciente receber uma dose de radiotraçador, a emissão realizada por esse material é detectada em filmes fotográficos, evidenciando a imagem do órgão que se pretende estudar. Como esses radiotraçadores se acumulam nos órgãos, é necessário que a dose introduzida no organismo seja pequena, para evitar contaminação. Quais seriam os possíveis efeitos da ingestão de uma dose maior de rádio, em solução de alta concentração?

4. Por que é permitida a ingestão de água mineral de fontes radioativas?

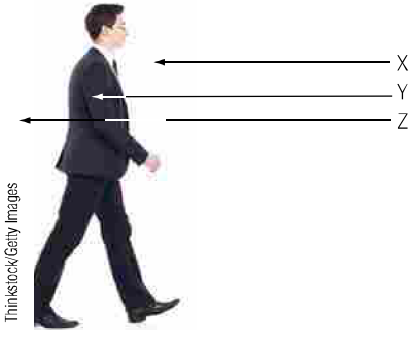
5. Em sua opinião, antes de um produto ser lançado, principalmente aqueles relacionados a descobertas recentes, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente são suficientemente verificados?

Exercícios fundamentais

1. Faça a associação correta:

(I) alfa (α)	(A) maior velocidade
(II) beta (β)	(B) menor velocidade
(III) gama (γ)	(C) corresponde a um elétron
	(D) radiação (onda eletromagnética)
	(E) núcleo de hélio

2. Indique as partículas α, β e a radiação γ às letras *X*, *Y* e *Z*, relacionando seus poderes de penetração.



ThinkStock/Getty Images

As seguintes representações de partículas e radiação devem ser utilizadas para responder ao exercício **3**.

alfa	$_{+2}^{4}\alpha$
beta	$_{-1}^{0}\beta$ ou $_{-1}^{0}e$
gama	$_{0}^{0}\gamma$
próton	$_{+1}^{1}p$
nêutron	$_{0}^{1}n$
pósitron	$_{+1}^{0}e$ ou $_{+1}^{0}\beta$

3. Copie e complete as seguintes reações nucleares:

I. $^{222}_{86}Rn \rightarrow {}^{218}_{84}Po + x$ IV. $^{10}_{5}B + w \rightarrow {}^{10}_{4}Be + {}^{1}_{1}H$

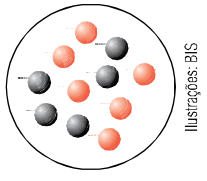
II. $^{99}_{43}Tc \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + y$ V. $^{121}_{51}Sb + a \rightarrow {}^{121}_{52}Te + n$

III. $^{32}_{15}P \rightarrow {}^{32}_{16}S + z$

Nos exercícios de **4** a **7** utilizaremos a convenção:

● próton ● nêutron

4. Considere a representação do núcleo de um isótopo radioativo do elemento carbono (C).

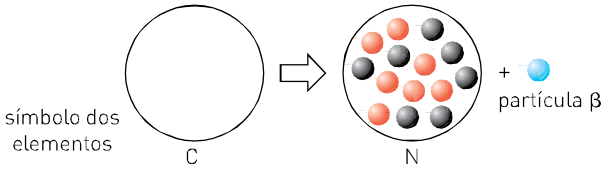


Ilustrações: BIS

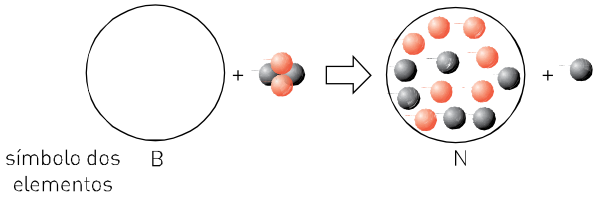
a) Escreva em seu caderno a representação desse isótopo, indicando o número atômico (*Z*) e o número de massa (*A*).

b) Escreva em seu caderno a equação que representa a emissão de um pósitron pelo isótopo do carbono, originando um elemento *X*.

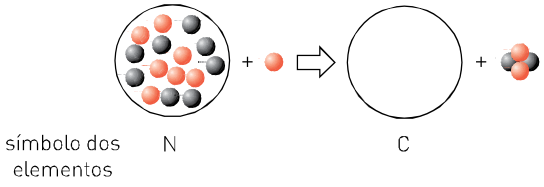
5. Equacione o decaimento nuclear representado pelo esquema.



6. Equacione a transmutação artificial representada pelo esquema.



7. Equacione a transmutação artificial representada pelo esquema.



8. (UFV-MG) Ao emitir uma partícula alfa (α), o isótopo radioativo de um elemento transforma-se em outro elemento com número atômico e número de massa menores, conforme ilustrado pela equação a seguir:

$$^{238}_{92}U \rightarrow \text{partícula alfa} + {}^{234}_{90}Th$$

A emissão de uma partícula beta (β) por um isótopo radioativo de um elemento transforma-o em outro elemento de mesmo número de massa e número atômico uma unidade maior, conforme ilustrado pela equação a seguir:

$$^{234}_{91}Pa \rightarrow \text{partícula beta} + {}^{234}_{92}U$$

Com base nas informações dadas acima, indique a alternativa correta relacionada às características das partículas α e β:

a) A partícula α tem 2 prótons e 4 nêutrons.

b) A partícula β tem carga negativa e massa comparável à do próton.

c) A partícula α tem 2 prótons e 2 nêutrons.

d) A emissão da partícula β é resultado da transformação de 1 próton em 1 nêutron.

e) A partícula β, por ter massa maior que a partícula α, tem maior poder de penetração.

9. Determine o número atômico (*Z*) e o número de massa (*A*) do elemento *X*:

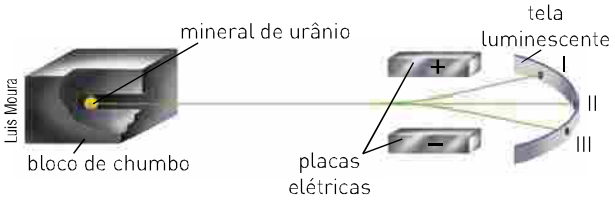
$$^{210}_{84}Po \rightarrow 2\,\alpha + 1\,\beta + X$$

10. Determine o número de partículas α e β emitidas na transformação do $^{238}_{92}U$ em $^{226}_{88}Ra$:

$$^{238}_{92}U \rightarrow a\ {}^{4}_{+2}\alpha + b\ {}^{0}_{-1}\beta + {}^{226}_{88}Ra$$

Testando seu conhecimento

1. (Unimontes-MG) A figura abaixo representa a separação da radiação proveniente de um material radioativo (mineral de urânio) em I, II e III.



Assim, III corresponde à radiação:

a) alfa. **b)** beta. **c)** gama. **d)** delta.

2. (UFTM-MG) Vários tratamentos radioterápicos utilizam radioisótopos cujos núcleos emitem partículas $_{-1}^{0}\beta$. Essas partículas são:

a) elétrons.

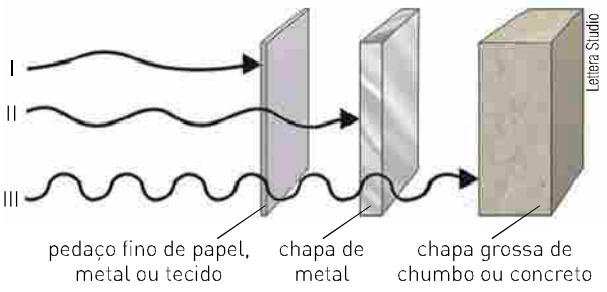
b) prótons.

c) nêutrons.

d) átomos neutros de hélio.

e) núcleos de átomos de hélio.

3. (UnB-DF) Ao acessar a rede internet, procurando algum texto a respeito do tema *radioatividade*, no "Cadê?" (http://www.cade.com.br), um jovem deparou-se com a seguinte figura, representativa do poder de penetração de diferentes tipos de radiação:



Com o auxílio da figura, julgue os itens a seguir:

a) A radiação esquematizada em II representa o poder de penetração das partículas beta.

b) A radiação esquematizada em III representa o poder de penetração das partículas alfa.

c) As partículas alfa e beta são neutras.

d) Quando um núcleo radioativo emite uma radiação do tipo I, o número atômico fica inalterado.

4. (Ufal) Considere a reação nuclear representada pela equação:

$$^{9}_{4}\text{Be} + \text{X} \rightarrow {}^{12}_{6}\text{C} + {}^{1}_{0}\text{n}$$

Nessa equação, *X* representa uma partícula.

a) Qual a identidade de *X*?

b) Justifique a sua escolha.

5. (Ufla-MG) O isótopo 131 do iodo é artificial e usado no diagnóstico de disfunções da glândula tireoide. Considere a reação a seguir:

$$^{131}_{53}\text{I} \rightarrow {}^{A}_{Z}\text{X} + {}^{0}_{-1}\beta$$

Pode-se dizer que os valores de *A* e *Z* são, respectivamente,

a) 131 e 52.

b) 130 e 52.

c) 131 e 54.

d) 130 e 54.

6. (Vunesp-SP) Detectores de incêndio são dispositivos que disparam um alarme no início de um incêndio. Um tipo de detector contém uma quantidade mínima do elemento radioativo amerício-241. A radiação emitida ioniza o ar dentro e ao redor do detector, tornando-o condutor de eletricidade. Quando a fumaça entra no detector, o fluxo de corrente elétrica é bloqueado, disparando o alarme. Este elemento se desintegra de acordo com a equação a seguir:

$$^{241}_{95}\text{Am} \rightarrow {}^{237}_{93}\text{Np} + \text{Z}$$

Nessa equação, é correto afirmar que *Z* corresponde a:

a) uma partícula alfa.

b) uma partícula beta.

c) radiação gama.

d) raios X.

e) dois prótons.

7. (Cefet-CE) Com base nos conceitos relacionados a radioatividade, a partícula *X*, na equação radioativa:

$^{9}_{4}\text{Be} + {}^{4}_{+2}\alpha \rightarrow {}^{12}_{6}\text{C} + \text{X}$ é:

a) um nêutron.

b) um próton.

c) um elétron.

d) uma partícula α.

e) uma partícula β.

8. (PUC-RJ) Considere a equação nuclear incompleta:

$$^{239}_{94}\text{Pu} + \ldots \rightarrow {}^{240}_{95}\text{Am} + 1\text{p} + 2\text{n}$$

Para completar a equação, é correto afirmar que o amerício-240 é um isótopo radioativo que se obtém, juntamente com um próton e dois nêutrons, a partir do bombardeio do plutônio-239 com:

a) partículas alfa.

b) partículas beta.

c) radiações gama.

d) raios X.

e) deutério.

9. (Vunesp-SP)

> Cientistas russos conseguem isolar o elemento 114 superpesado.
>
> ("Folha Online", 31/5/2006.)

Segundo o texto, foi possível obter o elemento 114 quando um átomo de plutônio-242 colidiu com um átomo de cálcio-48, a $\frac{1}{10}$ da velocidade da luz. Em cerca de 0,5 segundo, o elemento formado transforma-se no elemento de número atômico 112 que, por ter propriedades semelhantes às do ouro, forma amálgama com mercúrio. O provável processo que ocorre é representado pelas equações nucleares:

$$^{242}_{94}Pu + ^{48}_{20}Ca \rightarrow {}_{114}{}^{a}X \rightarrow {}^{286}_{112}Y + b$$

Com base nessas equações, pode-se dizer que *a* e *b* são, respectivamente:

a) 290 e partícula beta.
b) 290 e partícula alfa.
c) 242 e partícula beta.
d) 242 e nêutron.
e) 242 e pósitron.

10. (Fuvest-SP) Em 1995, o elemento de número atômico 111 foi sintetizado pela transformação nuclear.

$$^{64}_{28}Ni + ^{209}_{83}Bi \rightarrow {}^{272}_{111}Rg + \text{nêutron}$$

Esse novo elemento, representado por Rg, é instável.

Sofre o decaimento:

$$^{272}_{111}Rg \rightarrow {}^{268}_{109}Mt \rightarrow {}^{264}_{107}Bh \rightarrow {}^{260}_{105}Db \rightarrow {}^{256}_{103}Lr \rightarrow {}^{252}_{101}Md$$

Nesse decaimento, liberam-se apenas:

a) nêutrons.
b) prótons.
c) partículas α e partículas β.
d) partículas β.
e) partículas α.

11. (Ufscar-SP) O aumento no volume das exportações no Brasil, em 2004, tem sido apontado como um dos responsáveis pela retomada do crescimento econômico do país. O Brasil exporta muitos tipos de minérios, sendo que alguns apresentam radioatividade natural. Certos países compradores exigem um certificado apresentando os valores de atividade de átomos que emitem radiação gama. O potássio-40, radioisótopo natural, é um dos emissores dessa radiação. No decaimento radiativo do potássio-40, em geral, há a emissão de uma partícula beta negativa. Neste caso, resulta um elemento com número atômico igual a:

a) 40. **b)** 39. **c)** 21. **d)** 20. **e)** 19.

12. (UEL-PR) Marie Sklodowska Curie, por seus trabalhos com a radioatividade e pelas descobertas de novos elementos químicos como o polônio e o rádio, foi a primeira mulher a ganhar dois prêmios Nobel: um de Física, em 1903, e um de Química, em 1911. Suas descobertas possibilitaram a utilização de radioisótopos na medicina nuclear. O elemento sódio não possui um isótopo radioativo na natureza, porém o sódio-24 pode ser produzido por bombardeamento em um reator nuclear. As equações nucleares são as seguintes:

$$^{24}_{12}Mg + \text{"X"} \rightarrow {}^{24}_{11}Na + {}^{1}_{1}H$$
$$^{24}_{11}Na \rightarrow {}^{24}_{12}Mg + \text{"Y"}$$

O sódio-24 é utilizado para monitorar a circulação sanguínea, com o objetivo de detectar obstruções no sistema circulatório.

X e *Y* são, respectivamente:

a) Raios X e partícula beta.
b) Raios X e partícula alfa.
c) Partícula alfa e raios gama.
d) Nêutron e raios gama.
e) Nêutron e partícula beta.

13. (ITA-SP) Suponha que um metal alcalinoterroso se desintegre radioativamente emitindo uma partícula alfa. Após três desintegrações sucessivas, em qual grupo (família) da tabela periódica deve-se encontrar o elemento resultante desse processo?

a) 13 (IIIA)
b) 14 (IVA)
c) 15 (VA)
d) 16 (VIA)
e) 17 (VIIA)

Aprofundando seu conhecimento

Consulte a tabela periódica sempre que necessário.

1. (Cefet-RJ)

"O acidente nuclear de Fukushima alcançou o nível de gravidade 6, quase chegando ao nível do Chernobyl (7), afirmou nesta segunda-feira o presidente da Autoridade Francesa de Segurança Nuclear (ASN), André-Claude Lacoste."

"A exposição aos raios não é o único risco ao qual o corpo humano está sujeito em relação à radioatividade. É ainda mais importante evitar que as pessoas incorporem material radiativo. A forma mais comum de isto acontecer é pela inalação de gases que se misturam à atmosfera depois de um vazamento."

Agência AFP: segunda-feira, 14 de março de 2011.

Por apresentar um núcleo instável, o Urânio ($^{238}_{92}U$) emite radiações e partículas transformando-se sequencialmente até chegar a elementos mais estáveis como é mostrado abaixo:

$^{238}_{92}U$ (urânio) $\rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{234}_{90}Th$ (tório)

$^{232}_{90}Th$ (tório) $\rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{228}_{88}Ra$ (rádio)

$^{228}_{88}Ra$ (rádio) $\rightarrow$ ..... $^{208}_{82}Pb$ (chumbo)

Marque a alternativa que apresenta respectivamente o número de prótons do Urânio, o número atômico do Tório e o número de nêutrons do Chumbo.

a) 238, 90 e 82 **b)** 92, 234 e 126 **c)** 92, 90 e 126 **d)** 238, 234 e 82

2. (Uespi) O fósforo 32 é usado na forma de Na_2HPO_4 no tratamento, entre outras doenças, de leucemia mieloide crônica. A equação nuclear para o decaimento do ^{32}P, como emissor β, é:

a) $^{32}_{15}P \rightarrow {}^{36}_{13}A + \beta$
b) $^{32}_{15}P \rightarrow {}^{32}_{14}Si + \beta$
c) $^{32}_{15}P \rightarrow {}^{32}_{16}S + \beta$
d) $^{32}_{15}P \rightarrow {}^{33}_{16}S + \beta$
e) $^{32}_{15}P \rightarrow {}^{36}_{17}C\ell + \beta$

3. (PUC-RJ) Complete a equação da reação nuclear abaixo:

$$^{27}_{13}A\ell + {}^{1}_{0}n \rightarrow \square + \alpha$$

A opção que corresponde ao elemento químico obtido nessa reação é:

a) sódio. **b)** cromo. **c)** manganês. **d)** argônio. **e)** cálcio.

4. (Uern) "Não é apenas na medicina que a radioatividade encontra aplicações práticas. Ela pode ser utilizada também para esterilizar alimentos em geral, detectar vazamentos em tubulações, analisar a espessura de chapas e estudar o mecanismo de reações químicas e bioquímicas". São dadas três reações nucleares:

I. Iodo $^{120}_{52}Te + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{131}_{53}I + X$

II. Fósforo $^{35}_{17}C\ell + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{32}_{15}P + Y$

$^{32}_{15}P \rightarrow {}^{32}_{16}S + Z$

III. Tecnésio $^{99}_{43}Tc \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + Q$

Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, os significados de X, Y, Z e Q nas reações I, II e III.

a) α, β, α, γ. **b)** α, β, α, α. **c)** β, α, β, β. **d)** β, α, β, γ.

5. (UFU-MG) A tecnologia nuclear possui diversas aplicações, das quais destacam-se a esterilização de alimentos, a determinação da idade das rochas, entre outras. O tório é um dos elementos utilizados na tecnologia nuclear cuja transmutação natural, a partir do radioisótopo $^{232}_{90}Th$, termina com o isótopo $^{208}_{82}Pb$.

Nessa transmutação são emitidas as partículas:

a) 6 alfa e 3 beta. **b)** 6 alfa e 4 beta. **c)** 4 alfa e 6 beta. **d)** 4 alfa e 3 beta.

6. (UFPE) Elementos radioativos são muito utilizados em medicina para procedimentos de radioterapia, para realização de diagnósticos por imagens e para rastreamento de fármacos. Um dos mais importantes radionuclídeos para geração de imagens é o $^{99}_{43}Tc$. Na radioterapia, podemos citar o uso de $^{131}_{53}I$ (emissor β com meia-vida de 8 dias) no tratamento de câncer da tireoide. Para a realização de imagens de tireoide, por outro lado, o $^{123}_{53}I$ é frequentemente empregado. Com base nessas informações, analise as proposições a seguir.

1. $^{131}_{53}I$ e $^{123}_{53}I$ são isótopos do iodo.
2. $^{99}_{43}Tc$ possui 43 nêutrons e 56 prótons.
3. A camada de valência do tecnécio neutro deve apresentar uma distribuição eletrônica semelhante à do manganês (Z = 25).

7. (Espcex/Aman-SP) Um isótopo radioativo de Urânio-238 ($^{238}_{92}U$), de número atômico 92 e número de massa 238, emite uma partícula alfa, transformando-se num átomo X, o qual emite uma partícula beta, produzindo um átomo Z, que por sua vez emite uma partícula beta, transformando-se num átomo M. Um estudante analisando essas situações faz as seguintes observações:

I. Os átomos X e Z são isóbaros;
II. O átomo M é isótopo do Urânio-238 ($^{238}_{92}U$);
III. O átomo Z possui 143 nêutrons;
IV. O átomo X possui 90 prótons.

Das observações feitas, utilizando os dados acima, estão corretas:

a) apenas I e II.
b) apenas I e IV.
c) apenas III e IV.
d) apenas I, II e IV.
e) todas.

8. (UFCE) Um dos campos da química, largamente utilizado pela medicina, é a radioatividade, que é usada na quimioterapia e na radioterapia. Através destes processos, procura-se destruir as células cancerígenas e debelar a doença. Ao se desintegrar, o átomo $^{222}_{86}Rn$ consegue emitir 3 partículas do tipo $^{4}_{2}\alpha$ (alfa) e 4 partículas do tipo $^{0}_{-1}\beta$ (beta). Os números atômicos e de massa do átomo resultante serão, respectivamente,

a) Z = 211 e A = 82.
b) Z = 82 e A = 210.
c) Z = 82 e A = 211.
d) Z = 84 e A = 210.
e) Z = 211 e A = 84.

9. (Mack-SP) Os radiofármacos são radiotativos utilizados no diagnósticos ou tratamento de doenças e disfunções do organismo humano. O molibdênio-99 serve para produzir geradores de tecnécio-99, o radiofármaco usado em mais de 80% dos procedimentos adotados na medicina nuclear, cujo papel é fundamental no diagnóstico de doenças associadas ao coração, fígado, rim, cérebro, pulmão, tireoide, estômago e sistema ósseo, entre outras. Usando seus conhecimentos, a respeito das reações nucleares e dos símbolos dos elementos químicos, a alternativa que melhor representa, simplificadamente, a transformação de molibdênio-99 em tecnécio-99 é

a) $^{99}_{42}Mo \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + \beta$
b) $^{99}_{42}Mb \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + \alpha$
c) $^{99}_{42}Mb \rightarrow {}^{99}_{43}Te + \alpha$
d) $^{99}_{42}Mo \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + \alpha$
e) $^{99}_{42}Mb \rightarrow {}^{99}_{43}Te + \beta$

10. (Unioeste-PR) Considere o seguinte decaimento radiativo $^{218}_{84}Po \rightarrow {}^{214}_{82}Pb \rightarrow {}^{214}_{83}Bi \rightarrow {}^{214}_{84}Po \rightarrow {}^{210}_{82}Pb \rightarrow {}^{210}_{83}Bi$. Assinale a sequência correta de partículas emitidas.

a) Radiação alfa, radiação beta, radiação beta, radiação alfa e radiação beta.
b) Emissão de pósitrons, emissão de nêutrons, emissão de nêutrons, emissão de pósitrons e emissão de nêutrons.
c) Radiação gama, radiação beta, radiação beta, radiação gama e radiação beta.
d) Emissão de nêutrons, emissão de pósitrons, radiação alfa, radiação alfa e radiação beta.
e) Radiação beta, radiação alfa, radiação alfa, radiação beta e radiação alfa.

11. (Uece) A missão *Mars Science Laboratory*, que chegará a Marte em agosto deste ano, está levando consigo um robô movido a plutônio. Segundo a Nasa, o calor gerado pelo material nuclear produz 110 watts de eletricidade, o suficiente para alimentar o robô. O plutônio 239 sofre decaimento de acordo com a seguinte reação nuclear:

$$^{239}_{94}Pu \rightarrow {}^{235}_{92}U + X$$

No que diz respeito a X, assinale a opção correta.

a) Pode ser encontrado no grupo 18 (8A).
b) É o núcleo de um átomo que se encontra no grupo 2 (2A).
c) Sua distribuição eletrônica é $1s^2 2s^2$.
d) Possui 4 nêutrons.

12. (UCS-RS) Pesquisadores norte-americanos conseguiram sintetizar um elemento químico por meio de um experimento em um acelerador de partículas, a partir de átomos de cálcio (Ca), de número de massa 48, e de átomos de plutônio (Pu), de número de massa 244. Em decorrência dos choques afetivos entre os núcleos de cada um dos átomos citados, surgiu um novo elemente químico.

Sabendo que nesses choques foram perdidos apenas 3 nêutrons, os números de prótons, nêutrons e elétrons de um átomo neutro desse novo elemento químico são, respectivamente,

a) 111, 175 e 111.
b) 111, 292 e 111.
c) 112, 289 e 112.
d) 114, 175 e 114.
e) 114, 178 e 114.

13. (Uerj) A reação nuclear entre o ^{242}Pu e um isótopo do elemento químico com maior energia de ionização localizado no segundo período da tabela de classificação periódica produz o isótopo ^{260}Rf e quatro partículas subatômicas idênticas.

Apresente a equação dessa reação e indique o número de elétrons do ruterfórdio (Rf) no estado fundamental.

14. (UEM-PR) Em uma reação de transmutação, na presença de um campo magnético uniforme, o átomo $^{216}_{84}A$ emite uma partícula α e se transforma no átomo B, que emite uma partícula β para transmutar-se no átomo C. Por fim, o átomo C emite radiação γ, a fim de tornar-se estável. Com base nessas informações, analise as alternativas abaixo e assinale o que for correto.

01) O átomo A é isótopo de B, e a partícula α não interage com o campo magnético.
02) O átomo B é isóbaro de C, e a partícula β interage com o campo magnético.
04) Ao emitir partícula β, o átomo B fica negativamente eletrizado.
08) A reação $^{216}_{84}A \rightarrow {}^{2}_{4}\alpha + {}^{212}_{82}B \rightarrow {}^{212}_{83}C + {}^{0}_{-1}\beta \rightarrow {}^{212}_{83}C + n\gamma$ descreve a sequência das reações propostas, sendo *n* (um número inteiro) o número de fótons γ emitidos até o átomo C atingir o equilíbrio.
16) O átomo B é isótopo de C, e a partícula γ interage com o campo magnético.

15. (UPF-RS) No fim do século XIX, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) foi convencido por J. J. Thomson a trabalhar com o fenômeno então recentemente descoberto: a radioatividade. Seu trabalho permitiu a elaboração de um modelo atômico que possibilitou o entendimento da radiação emitida pelos átomos de urânio, polônio e rádio. Aos 26 anos de idade, Rutherford fez sua maior descoberta. Estudando a emissão de radiação do urânio e do tório, observou que existem dois tipos distintos de radiação: uma que é rapidamente absorvida, que denominamos radiação alfa (α), e uma com maior poder de penetração, que denominamos radiação beta (β).

Sobre a descoberta de Rutherford podemos afirmar ainda:

I. A radiação alfa é atraída pelo polo negativo de um campo elétrico.
II. O baixo poder de penetração das radiações alfa decorre de sua elevada massa.
III. A radiação de beta é constituída por partículas positivas, pois se desviam para o polo negativo do campo elétrico.
IV. As partículas alfa são iguais a átomos de hélio que perderam os elétrons.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmação(ões):

a) I, apenas.
b) I e II.
c) III, apenas.
d) I, II e IV.
e) II e IV.

16. (UFTM-MG) Em 2011, o acidente na central nuclear de Fukushima, no Japão, causou preocupação internacional a respeito da necessidade de se reforçar a segurança no uso da energia nuclear, pois houve a liberação de quantidades significativas de ^{137}Cs (césio 137) e outros radionuclídeos no meio ambiente. É importante lembrar, porém, que a energia nuclear tem importantes aplicações na medicina. O mesmo ^{137}Cs é utilizado em equipamentos de radioterapia, no combate ao câncer. O ^{137}Cs libera uma partícula beta negativa, formando um novo nuclídeo, que tem o número de nêutrons igual a:

a) 82. **b)** 81. **c)** 80. **d)** 79. **e)** 78.

17. (Uerj) A quantidade total de astato encontrada na crosta terrestre é de 28 g, o que torna esse elemento químico o mais raro do mundo. Ele pode ser obtido artificialmente através do bombardeamento do bismuto por partículas alfa.

Escreva a equação nuclear balanceada de obtenção do ^{211}At a partir do ^{209}Bi. Calcule, também, o número de átomos de astato na crosta terrestre.

18. (Unisc) Em 2011, comemoramos o Ano Internacional da Química, homenageando o centenário do Prêmio Nobel de Química atribuído a Marie Sklodowska Curie pela sua contribuição à Química, especialmente, pelos estudos desenvolvidos para desvendar o fenômeno da radioatividade. A radioatividade é um fenômeno espontâneo em que determinados núcleos emitem partículas alfa (α), beta (β) ou radiações gama (γ). Assinale a alternativa que apresenta um decaimento radioativo correto.

a) $^{238}_{92}U \xrightarrow{-1\ \text{Beta}} {}^{234}_{90}Th \xrightarrow{-1\ \text{Alfa}} {}^{226}_{88}Pa$
b) $^{234}_{92}U \xrightarrow{-1\ \text{Alfa}} {}^{230}_{90}Th \xrightarrow{+2\ \text{Beta}} {}^{226}_{88}Ra$
c) $^{222}_{86}Rd \xrightarrow{-3\ \text{Alfa}} {}^{210}_{84}Po \xrightarrow{-1\ \text{Alfa}} {}^{206}_{82}Pb$
d) $^{226}_{88}Ra \xrightarrow{-1\ \text{Alfa}} {}^{222}_{86}Rd \xrightarrow{-3\ \text{Alfa}/\ -4\ \text{Beta}} {}^{210}_{84}Po$
e) $^{238}_{92}U \xrightarrow{-1\ \text{Alfa}} {}^{A}_{Z}X \xrightarrow{+1\ \text{Beta}} {}^{234}_{92}U$

19. (UFPE) Uma série de processos de decaimento radioativo natural tem início com o isótopo 238 de urânio ($Z = 92$). Após um processo de emissão de partículas alfa, seguido de duas emissões sucessivas de radiação beta, uma nova emissão de partícula alfa ocorre. Com base nessas informações analise as proposições a seguir.

( ) O isótopo 238 do urânio possui 148 nêutrons.
( ) O elemento que emite a segunda partícula alfa, na série, possui número de massa 230, e não é um isótopo do urânio.
( ) O elemento que resulta da emissão alfa do urânio 238 é o isótopo 234 do elemento de número atômico 90.
( ) O elemento que resulta da última emissão de partícula alfa, descrita acima, possui 90 prótons e 140 nêutrons.
( ) O elemento resultante da segunda emissão beta é isóbaro do elemento resultante da primeira emissão alfa.

Cinética das desintegrações radioativas

34 CAPÍTULO

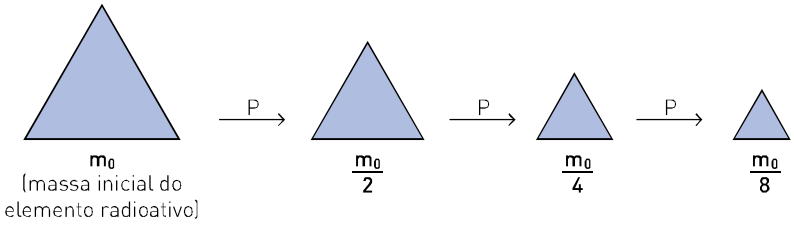
À medida que ocorre a emissão de partículas do núcleo de um elemento radioativo, ele está se desintegrando. A velocidade com que ocorrem essas desintegrações por unidade de tempo é denominada **velocidade de desintegração radioativa**. Verifica-se, experimentalmente, que a velocidade de desintegração (v), em dado momento, é diretamente proporcional ao número de núcleos radioativos (N), segundo a equação:

$v = kN$, em que k = constante radioativa característica de cada isótopo.

A equação mostra que essa reação é de primeira ordem, em que, transcorrendo conforme certo tempo, o número de núcleos radioativos se reduz à metade. Esse intervalo de tempo é denominado **meia-vida** ou **período de semidesintegração**.

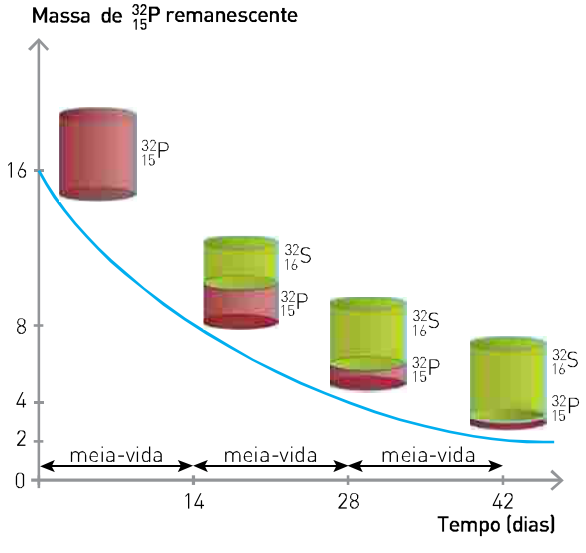
MEIA-VIDA OU PERÍODO DE SEMIDESINTEGRAÇÃO

Meia-vida ou período de semidesintegração (P ou $t_{\frac{1}{2}}$): é o tempo necessário para que a metade dos núcleos radioativos se desintegre, ou seja, para que uma amostra radioativa se reduza à metade.



Essa relação de decaimento, feita para a massa de uma amostra, é verificada não só para o número de mol do isótopo radioativo, mas também para o seu número de átomos e, consequentemente, para a sua velocidade de desintegração (atividade radioativa).

O gráfico ao lado mostra o decaimento de uma amostra de 16 g de $^{32}_{15}P$, que se reduz a 8 g em 14 dias, originando o $^{32}_{16}S$. Assim, sua **meia-vida** é de 14 dias.



A relação matemática que permite relacionar a massa inicial (m_i) à massa final (m_f) de um decaimento radioativo com a meia-vida (P) e o tempo de desintegração (T) é dada pelas seguintes expressões:

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^x \quad \text{e} \quad T = x \cdot P$$

em que x = número de meias-vidas.

É importante observar que a meia-vida não depende da quantidade da amostra inicial nem é afetada por variações de pressão e temperatura,

pois essas transformações envolvem um processo nuclear. As curvas de decaimento sempre apresentam o mesmo aspecto; porém, as meias-vidas variam desde bilhões de anos até frações de segundo.

A tabela a seguir indica a meia-vida de alguns isótopos radioativos:

Isótopo	^{13}O	^{99}Tc	^{90}Sr	^{239}Pu	^{238}U
Meia-vida	$8{,}7 \cdot 10^{-3}$ s	6,0 horas	28,1 anos	$2{,}44 \cdot 10^{4}$ anos	$4{,}5 \cdot 10^{9}$ anos

Podemos estabelecer uma relação matemática entre a meia-vida (P) de um elemento radioativo e sua constante k:

$$k = \frac{0{,}693}{P} \quad \text{ou} \quad P = \frac{0{,}693}{k}$$

Assim, conhecendo a constante radioativa de decaimento dos elementos, podemos calcular sua meia-vida.

Por exemplo, para o ^{24}Na, cuja $k = 4{,}63 \cdot 10^{-2}\ h^{-1}$, temos:

$$P = \frac{0{,}693}{4{,}63 \cdot 10^{-2}} = 15\ h$$

Exercícios resolvidos

1. (Fuvest-SP) O radioisótopo $^{131}_{53}I$ emite radiação β^- e perde 75% de sua atividade em 16 dias.

a) Qual o tempo de meia-vida de $^{131}_{53}I$?

b) Qual o elemento formado nessa desintegração?

Obs.: foi fornecida a tabela periódica aos vestibulandos.

Solução

a) $100\% \xrightarrow{P} 50\% \xrightarrow{P} 25\%$

$$\underbrace{\text{início} \xrightarrow{\text{perde 75\%}} \text{restam}}_{\text{após 16 dias}}$$

$2P = 16$ dias

$P = 8$ dias = tempo da meia-vida

b) $^{131}_{53}I \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{131}_{54}X$

O elemento $^{131}_{54}X$ corresponde ao xenônio ($Z = 54$).

2. (UFPR) O polônio-210 é um emissor alfa com um tempo de meia-vida de 138 dias. Supondo que se coloquem, em um recipiente fechado, 21 g desse isótopo, ficando retidas, no recipiente, as partículas alfa que capturarão elétrons, transformando-se em hélio, teremos, ao fim de 276 dias, uma massa de hélio igual a (He = 4):

a) 0,10 g. **b)** 0,20 g. **c)** 0,35 g. **d)** 0,30 g. **e)** 0,40 g.

Solução

A massa inicial de polônio é 21 g, e o seu número de mol é dado por:

$$\frac{21\ g}{210\ g \cdot mol^{-1}} = 0{,}1\ mol$$

$$\underbrace{0{,}1\ \text{mol de Po} \xrightarrow[138\ \text{dias}]{\text{após}} 0{,}05\ \text{mol de Po} \xrightarrow[138\ \text{dias}]{\text{após}} 0{,}025\ \text{mol de Po}}_{276\ \text{dias}}$$

O número de mol de Po que se desintegrou é igual a 0,075 mol, que originou 0,075 mol de hélio.

$$\left.\begin{array}{l} 1\ \text{mol de He} \_\_\_\_\_ 4\ g \\ 0{,}075\ \text{mol de He} \_\_\_\_\_ x \end{array}\right\} x = 0{,}30\ g\ \text{de He}$$

Resposta: alternativa *d*.

3. (Unicap-PE) 20 g de um elemento radioativo são reduzidos a 1 mg após 143 dias. Qual a meia-vida do elemento radioativo, em dias? (Dados: log 2 = 0,3 e log 3 = 0,4.)

Solução

$m_i = 20\ g$

$m_f = 1\ mg = 10^{-3}\ g$

$T = 143$ dias

Sabendo que $\frac{m_i}{m_f} = 2^x$, calculamos:

$$\frac{20\ g}{10^{-3}\ g} = 2^x \Rightarrow 20 \cdot 10^3 = 2^x \Rightarrow 2 \cdot 10^4 = 2^x$$

Aplicando-se logaritmo aos dois membros, chegamos a:

$\log 2 + \log 10^4 = \log 2^x$

$\log 2 + 4 \cdot \log 10 = x \cdot \log 2$

$0,3 + 4 = x \cdot 0,3$

$\frac{4,3}{0,3} = x$ (número de meias-vidas)

Da equação $T = x \cdot P$, obtemos a meia-vida desse elemento radioativo:

$T = x \cdot P$

$143 = \frac{4,3}{0,3} \cdot P$

$P = 9,97 \cong 10$ dias

4. (Fuvest-SP) Um centro de pesquisa nuclear possui um cíclotron que produz radioisótopos para exames de tomografia. Um deles, o Flúor-18 (^{18}F), com meia-vida de aproximadamente 1h30, é separado em doses, de acordo com o intervalo de tempo entre sua preparação e o início previsto para o exame. Se o frasco com a dose adequada para o exame de um paciente *A*, a ser realizado 2 horas depois da preparação, contém N_A átomos de ^{18}F, o frasco destinado ao exame de um paciente *B*, a ser realizado 5 horas depois da preparação, deve conter N_B átomos de ^{18}F, com:

a) $N_B = 2\ N_A$.
b) $N_B = 3\ N_A$.
c) $N_B = 4\ N_A$.
d) $N_B = 6\ N_A$.
e) $N_B = 8\ N_A$.

A meia-vida de um elemento radioativo é o intervalo de tempo após o qual metade dos átomos inicialmente presentes sofreram desintegração.

Solução

Admitindo que ambos os pacientes receberão o mesmo número (*N*) de átomos de ^{18}F, teremos:

Paciente *A*

$N = \frac{N_A}{2^x}$ $\quad x = \frac{\text{tempo}}{\text{meia-vida}}$

tempo: 2 h = 120 min

meia-vida = 1h30 = 90 min

$x = \frac{120}{90} = \frac{4}{3}$

$N = \frac{N_A}{2^{\frac{4}{3}}}$

Paciente *B*

$N = \frac{N_B}{2^x}$

Tempo = 5 h = 300 min

$x = \frac{300}{90} = \frac{10}{3}$

$N = \frac{N_B}{2^{\frac{10}{3}}}$

Igualando, temos:

$\frac{N_A}{2^{\frac{4}{3}}} = \frac{N_B}{2^{\frac{10}{3}}}$

$N_B = \frac{2^{\frac{10}{3}}}{2^{\frac{4}{3}}} \cdot N_A$

$N_B = 2^2\ N_A$

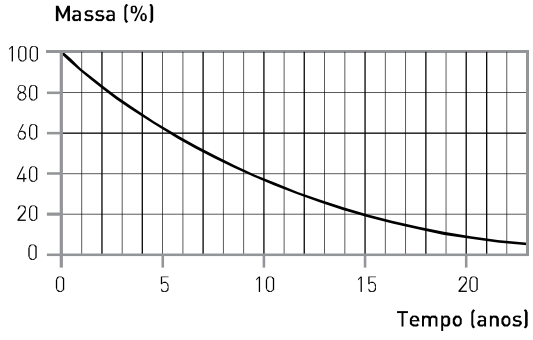
$N_B = 4\ N_A$

Resposta: alternativa *c*.

Exercícios fundamentais

O gráfico a seguir mostra o decaimento de uma amostra de determinado isótopo radioativo:

Com base nesse gráfico, responda às questões de **1** a **6**.



1. Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 5 anos?

2. Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 7 anos?

3. Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 10 anos?

4. Qual a porcentagem, em massa, do isótopo após 15 anos?

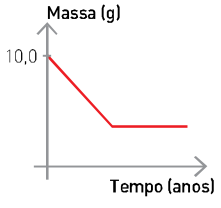
5. Qual é o valor da meia-vida desse isótopo?

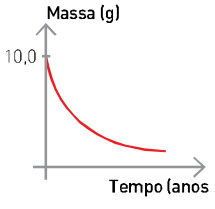
6. Determine a porcentagem, em massa, do isótopo após 28 anos.

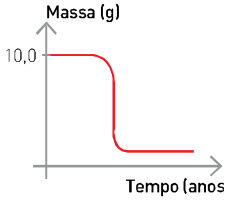
7. Uma amostra de 20 g do isótopo ^{99}Tc, cuja meia-vida é 6 horas, fica reduzida a 1,25 g após quanto tempo?

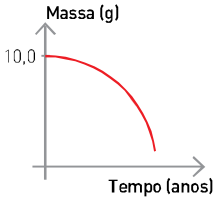
Testando seu conhecimento

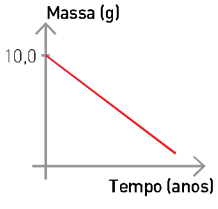
1. (ITA-SP) Qual o gráfico que apresenta a curva que melhor representa o decaimento de uma amostra contendo 10,0 g de um material radioativo ao longo dos anos?

a)


c)


e)


b)


d)


2. (PUC-PR) Um certo isótopo radioativo apresenta um período de semidesintegração de 5 horas. Partindo de uma massa inicial de 400 g, após quantas horas a mesma ficará reduzida a 6,125 g?

a) 5 horas. **b)** 25 horas. **c)** 15 horas. **d)** 30 horas. **e)** 10 horas.

3. (Unesp) Um radioisótopo, para ser adequado para fins terapêuticos, deve possuir algumas qualidades, tais como: emitir radiação gama (alto poder de penetração) e meia-vida apropriada. Um dos isótopos usados é o tecnécio-99, que emite esse tipo de radiação e apresenta meia-vida de 6 horas. Qual o tempo necessário para diminuir a emissão dessa radiação para 3,125% da intensidade inicial?

a) 12 horas. **b)** 18 horas. **c)** 24 horas. **d)** 30 horas. **e)** 36 horas.

4. (Fatec-SP) Em abril de 1986, um nome ficou na memória da humanidade: Chernobyl. Neste ano "comemoram-se" os 20 anos do pior acidente da história da indústria nuclear.

Supondo-se ser o Sr-90 (cuja meia-vida é de 28 anos) a única contaminação radioativa, em 2098 a quantidade desse isótopo terá se reduzido a:

a) $\frac{1}{2}$ da quantidade inicialmente presente.

b) $\frac{1}{4}$ da quantidade inicialmente presente.

c) $\frac{1}{8}$ da quantidade inicialmente presente.

d) $\frac{1}{16}$ da quantidade inicialmente presente.

e) $\frac{1}{32}$ da quantidade inicialmente presente.

5. (Espcex-Aman)

"Os *Curie* empreenderam uma elaborada análise química da uranimite, separando seus numerosos elementos em grupos analíticos: sais de metais alcaninos, de elementos alcalinoterrosos, de elementos de terras raras...

Os *Curie* continuaram a analisar os resíduos de uranimite e, em julho de 1898, obtiveram um extrato de bismuto quatrocentas vezes mais radioativo que o próprio urânio."

(*Tio Tungstênio memórias de uma infância química* — Oliver Sacks — p. 257).

Considerando a meia-vida do bismuto (^{214}Bi) que é de 20 minutos, e uma amostra inicial de 100,0 g de ^{214}Bi, a quantidade restante de ^{214}Bi dessa amostra, que o casal *Curie* observaria, passada uma hora, seria de

a) 5,0 g **b)** 12,5 g **c)** 33,2 g **d)** 45,0 g **e)** 80,5 g

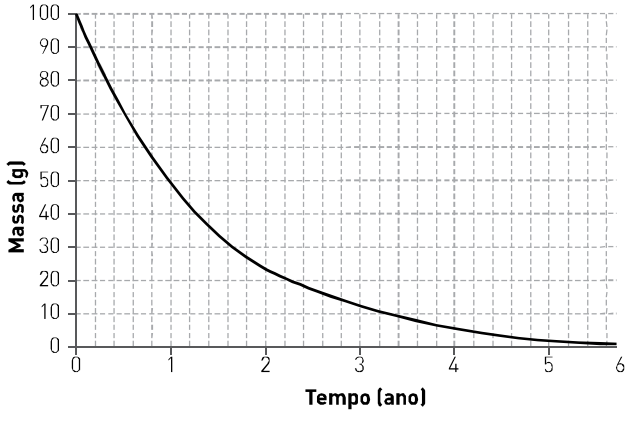
6. (UEG-GO) Considere que determinado sistema contenha uma massa *A* de um radioisótopo hipotético, cuja meia-vida seja de 45 segundos. Ao transcorrerem 5,25 minutos, a massa do elemento radioativo que estará presente nesse sistema será igual a:

a) $\frac{A}{8}$ **b)** $\frac{A}{16}$ **c)** $\frac{A}{64}$ **d)** $\frac{A}{128}$

7. (Uerj) Uma das consequências do acidente nuclear no Japão em março de 2011 foi o vazamento de isótopos radioativos que podem aumentar a incidência de certos tumores glandulares. Para minimizar essa probabilidade, foram prescritas pastilhas de iodeto de potássio à população mais atingida pela radiação. A meia-vida é o parâmetro que indica o tempo necessário para que a massa de uma certa quantidade de radioisótopos se reduza à metade de seu valor. Considere uma amostra de $_{53}I^{133}$, produzido no acidente nuclear, com massa igual a 2 g e meia-vida de 20 h. Após 100 horas, a massa dessa amostra, em miligramas, será de:

a) 62,5 **b)** 125 **c)** 250 **d)** 500

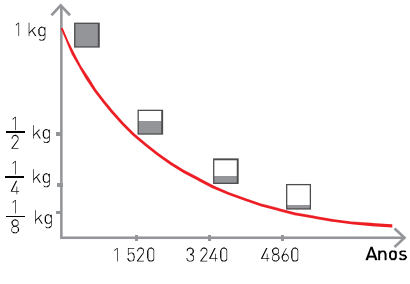
8. (PUC-RJ) O gráfico abaixo se refere ao decaimento espontâneo de uma amostra de um dado isótopo radioativo com a abscissa indicando o tempo, em anos, e a ordenada indicando a massa, em gramas, do isótopo:



Partindo de 180 g de uma amostra desse isótopo radioativo, o que restará dela, em gramas, após dois anos é aproximadamente igual a:

a) 5,6 **b)** 11 **c)** 22 **d)** 45 **e)** 90

9. (Enem-MEC) O lixo radioativo ou nuclear é resultado da manipulação de materiais radioativos, utilizados hoje na agricultura, na indústria, na medicina, em pesquisas científicas, na produção de energia etc. Embora a radioatividade se reduza com o tempo, o processo de decaimento radioativo de alguns materiais pode levar milhões de anos. Por isso, existe a necessidade de se fazer um descarte adequado e controlado de resíduos dessa natureza. A taxa de decaimento radioativo é medida em termos de um tempo característico, chamado meia-vida, que é o tempo necessário para que uma amostra perca metade de sua radioatividade original. O gráfico ao lado representa a taxa de decaimento radioativo do rádio-226, elemento químico pertencente à família dos metais alcalinoterrosos e que foi utilizado durante muito tempo na medicina.



As informações fornecidas mostram que

a) quanto maior é a meia-vida de uma substância mais rápido ela se desintegra.
b) apenas 1/8 de uma amostra de rádio-226 terá decaído ao final de 4 860 anos.
c) metade da quantidade original de rádio-226, ao final de 3 240 anos, ainda estará por decair.
d) restará menos de 1% de rádio-226 em qualquer amostra dessa substância após decorridas 3 meias-vidas.
e) a amostra de rádio-226 diminui a sua quantidade pela metade a cada intervalo de 1 620 anos devido à desintegração radioativa.

10. (UFG-GO) Em 1987, na cidade de Goiânia, aproximadamente 20 g de ^{137}Cs foram manipulados por várias pessoas, causando um grande acidente radiológico. Sabendo-se que a massa final do ^{137}Cs, após 240 anos, será de aproximadamente 0,08 g, esboce um gráfico que represente o decaimento da massa em função do tempo e calcule o tempo de meia-vida do ^{137}Cs.

11. (FGV-SP) O ítrio-90, meia-vida = 3 dias, emissor $_{-1}^{0}\beta$, é empregado como radiofármaco no tratamento de artrite reumatoide.
O percentual de Y-90, que permanece após 9 dias em que ele foi empregado no paciente, e o produto de seu decaimento radioativo são, respectivamente:

a) 12,5% e ítrio-89.
b) 12,5% e zircônio-90.
c) 12,5% e estrôncio-90.
d) 33% e estrôncio-90.
e) 33% e zircônio-90.

12. (Enem-MEC) Glicose marcada com nuclídeos de carbono-11 é utilizada na medicina para se obter imagens tridimensionais do cérebro, por meio de tomografia de emissão de pósitrons. A desintegração do carbono-11 gera um pósitron, com tempo de meia-vida de 20,4 min, de acordo com a equação da reação nuclear:

$$^{11}_{6}C \rightarrow {}^{11}_{5}B + \underset{\text{(pósitron)}}{{}^{0}_{+1}e}$$

A partir da injeção de glicose marcada com esse nuclídeo, o tempo de aquisição de uma imagem de tomografia é cinco meias-vidas.

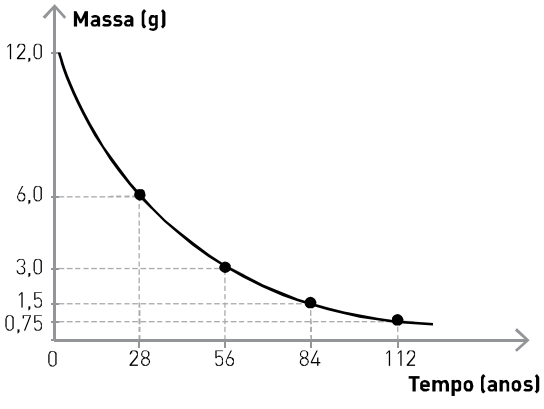
Considerando que o medicamento contém 1,00 g do carbono-11, a massa, em miligramas, do nuclídeo restante, após a aquisição da imagem, é mais próxima de:

a) 0,200
b) 0,969
c) 9,80
d) 31,3
e) 200

Aprofundando seu conhecimento

Consulte a tabela periódica sempre que necessário.

1. (Espcex-Aman) Considere o gráfico de decaimento, abaixo, (Massa × Tempo) de 12 g de um isótopo radioativo. Partindo-se de uma amostra de 80,0 g deste isótopo, em quanto tempo a massa dessa amostra se reduzirá a 20,0 g?



a) 28 anos
b) 56 anos
c) 84 anos
d) 112 anos
e) 124,5 anos

2. (UPE) Entre as alternativas abaixo relativas à radioatividade, indique a verdadeira.

a) Quando um núcleo radioativo emite uma partícula beta, seu número de massa aumenta de uma unidade, e seu número atômico permanece constante.
b) Na transmutação do U (Z = 92, A = 238) em Pb (Z = 82, A = 206), são emitidas 6 partículas beta e 8 partículas alfa.
c) O polônio Po (Z = 84, A = 210) pertence à série do actínio.
d) Depois de 100 dias, 64,0 g de um isótopo radioativo decai a 2,0 g. Isso ocorre porque a meia-vida desse isótopo é igual a 20 dias.
e) Bombardeando-se o Be (Z = 4, A = 9) com um próton, obtém-se Be (Z = 4, A = 8) acompanhado de um nêutron e uma partícula beta.

3. (FGV-SP) O plutônio-239, emissor de partículas alfa e meia-vida de 24 mil anos, é produzido como subproduto durante a operação de reatores nucleares. Esse isótopo é fissionável e apenas alguns quilogramas de plutônio enriquecido acima de 93% de Pu-239 são necessários para fabricar uma bomba atômica. Por isso, a Agência Internacional de Energia Atômica controla o estoque desse elemento nos centros de pesquisas e centrais nucleares do mundo. O produto de decaimento do plutônio-239 e o tempo em 10^3 anos necessário para que o nível de radioatividade diminua para 1/128 de seu valor original são, respectivamente:

a) U e 168. **b)** Am e 168. **c)** U e 144. **d)** Np e 144. **e)** Am e 144.

4. (Uerj) Num experimento para a determinação do número de partículas emitidas pelo radônio, foi utilizada uma amostra contendo 0,1 mg desse radioisótopo. No primeiro dia do experimento, foram emitidas $4{,}3 \cdot 10^{16}$ partículas. Sabe-se que a emissão de um dia é sempre 16% menor que a do dia anterior.

O número total de partículas que essa amostra emite, a partir do primeiro dia do experimento, é aproximadamente igual a:

a) $4{,}2 \cdot 10^{18}$ **b)** $2{,}6 \cdot 10^{18}$ **c)** $4{,}3 \cdot 10^{17}$ **d)** $2{,}7 \cdot 10^{17}$

5. (Uerj) Recentemente, a imprensa noticiou o caso do envenenamento por polônio-210 de um ex-agente secreto soviético. Sabe-se, em relação a esse isótopo, que:

- ao se desintegrar, emite uma partícula alfa;
- em 420 dias, uma amostra de 200 mg decai para 25 mg;
- o isótopo formado nesse decaimento forma um íon divalente.

Admita que o sulfato desse íon divalente tenha sido submetido, em solução aquosa, ao processo de eletrólise com eletrodos inertes. Calcule o tempo de meia-vida do polônio-210 e escreva a equação global que representa o processo eletrolítico descrito.

6. (Vunesp-SP) Durante sua visita ao Brasil em 1928, Marie Curie analisou e constatou o valor terapêutico das águas radioativas da cidade de Águas de Lindoia, SP. Uma amostra de água de uma das fontes apresentou concentração de urânio igual a 0,16 µg/L. Supondo que o urânio dissolvido nessas águas seja encontrado na forma de seu isótopo mais abundante, ^{238}U, cuja meia-vida é aproximadamente $5 \cdot 10^9$ anos, o tempo necessário para que a concentração desse isótopo na amostra seja reduzida para 0,02 µg/L será de:

a) $5 \cdot 10^9$ anos **b)** $10 \cdot 10^9$ anos **c)** $15 \cdot 10^9$ anos **d)** $20 \cdot 10^9$ anos **e)** $25 \cdot 10^9$ anos

7. (Fuvest-SP) A seguinte notícia foi veiculada por estadao.com.br/internacional na terça-feira, 5 de abril de 2011:

> TÓQUIO — A empresa Tepco informou, nesta terça-feira, que, na água do mar, nas proximidades da usina nuclear de Fukushima, foi detectado nível de iodo radioativo cinco milhões de vezes superior ao limite legal, enquanto o césio-137 apresentou índice 1,1 milhão de vezes maior. Uma amostra recolhida no início de segunda-feira, em uma área marinha próxima ao reator 2 de Fukushima, revelou uma concentração de iodo-131 de 200 mil becquerels por centímetro cúbico.

Se a mesma amostra fosse analisada, novamente, no dia 6 de maio de 2011, o valor obtido para a concentração de iodo-131 seria, aproximadamente, em Bq/cm^3,

Note e adote: Meia-vida de um material radioativo é o intervalo de tempo em que a metade dos núcleos radioativos existentes em uma amostra desse material decaem. A meia-vida do iodo-131 é de 8 dias.

a) 100 mil **b)** 50 mil **c)** 25 mil **d)** 12,5 mil **e)** 6,2 mil

8. (UFSC) Em abril de 1898, Marie Sklodowska Curie (1867-1934) e Pierre Curie (1859-1906), ao processar a pechblenda, obtiveram duas frações radioativas. Uma delas apresentou uma radioatividade 400 vezes maior que a do urânio. O casal Curie associou essa radioatividade a um novo elemento químico, o qual foi denominado polônio, em homenagem à Polônia, terra natal de Marie Curie. O polônio foi o terceiro elemento radioativo identificado, depois do urânio e do tório, o que levou Marie Curie a receber o Prêmio Nobel de Química em 1911.
Na natureza há sete isótopos naturais do polônio, representados por: ^{210}Po, ^{211}Po, ^{212}Po, ^{214}Po, ^{215}Po, ^{216}Po e ^{218}Po. Todos os isótopos desse elemento desintegram-se por emissão de partículas alfa, produzindo isótopos de chumbo. A elevada energia das partículas alfa emitidas pelo polônio permite a identificação de diminutas quantidades desse elemento em uma amostra. O polônio se dissolve em ácidos diluídos produzindo soluções contendo íons Po^{+2}.

Considere as informações acima e assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

01) O isótopo ^{210}Po possui número de nêutrons igual a 126.
02) Sabendo que a meia-vida do isótopo ^{210}Po é de aproximadamente 140 dias, após 40 semanas o percentual desse isótopo na natureza será igual a 12,5%.
04) Ao receber dois elétrons, o átomo de polônio adquire a configuração eletrônica do gás nobre radônio.
08) O cátion Po^{2+} apresenta 86 elétrons.
16) Chumbo, polônio, urânio e tório ocupam o sexto período da tabela periódica.
32) Nas moléculas de Po_2, átomos de polônio compartilham entre si dois pares de elétrons.
64) Emissões alfa são partículas negativas de massa muito pequena.

9. (UFPR) Em 2011 celebramos o Ano Internacional da Química. Além disso, 2011 é também o ano do centenáro do recebimento do Prêmio Nobel de Química por Marie Curie, que foi a primeira cientista a receber dois Prêmios Nobel, o primeiro em 1903, em Física, devido às suas contribuições para as pesquisas em radioatividade, e o segundo em 1911, pela descoberta dos elementos rádio e polônio. O polônio não possui isótopos estáveis, todos são radioativos, dos quais apenas o ^{210}Po ocorre naturalmente, sendo gerado por meio da série de decaimento do rádio. A seguir são ilustrados dois trechos da série de decaimento do rádio:

$$^{226}_{88}Ra \xrightarrow{\alpha} {}^{222}_{86}Rn \xrightarrow{\alpha} {}^{218}_{84}Po \xrightarrow{\alpha} {}^{214}_{82}Pb$$

$$^{210}_{82}Pb \xrightarrow{\beta^-} {}^{210}_{83}Bi \xrightarrow{\beta^-} {}^{210}_{84}Po \xrightarrow{\alpha} {}^{206}_{82}Pb$$

$$t_{1/2} = 138{,}38 \text{ dias}$$

Com base nas informações fornecidas, considere as seguintes afirmativas:

1. A partícula α possui número de massa igual a 4.
2. Para converter ^{214}Pb em ^{210}Pb, conectando os dois trechos da série, basta a emissão de uma partícula α.
3. Uma amostra de ^{210}Po será totalmente convertida em ^{206}Pb após 276,76 dias.
4. No decaimento β^-, o número de massa é conservado, pois um nêutron é convertido em um próton.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente a afirmativa 3 é verdadeira.
b) Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.

10. (UERN) O iodo-131, utilizado em Medicina Nuclear para exames de tireoide, possui a meia-vida de oito dias. Isso significa que, decorridos 8 dias, a atividade ingerida pelo paciente será reduzida a metade. Passados mais 8 dias, cairá a metade desse valor, ou seja, 1/4 da atividade inicial e assim sucessivamente. Após 80 dias, o iodo-131 estará cerca de

a) 10 vezes menor. **b)** 100 vezes menor. **c)** 1 000 vezes menor. **d)** 10 000 vezes menor.

11. (Unifesp) 2011 é o Ano Internacional da Química; neste ano, comemoram-se também os 100 anos do recebimento do Prêmio Nobel de Química por Marie Curie, pela descoberta dos elementos químicos rádio e polônio. Ela os obteve purificando enormes quantidades de minério de urânio, pois esses elementos estão presentes na cadeia de decaimento do urânio-238.
Vários radionuclídeos dessa cadeia emitem partículas alfa ($^4_2\alpha$) ou beta negativa (β^-).

a) O Po-210 decai por emissão alfa com meia-vida aproximada de 140 dias, gerando um elemento estável. Uma amostra de Po-210 de altíssima pureza foi preparada, guardada e isolada por 280 dias. Após esse período, quais elementos químicos estarão presentes na amostra e em que proporção, em números de átomos?

b) Qual o número de partículas alfa e o número de partículas beta negativa que são emitidas na cadeia de decaimento que leva de um radionuclídeo de Ra-226 até um radionuclídeo de Po-210? Explique.

12. (UPE) Analise as afirmativas abaixo e indique a verdadeira.

a) A vida média de um radioisótopo é aproximadamente 70% do período de semidesintegração.

b) Quando, num conjunto formado por 5 000 átomos de um radioisótopo, 10 se desintegram por minuto, conclui-se que a constante radioativa desse radioisótopo é igual a 500 átomos por minuto.

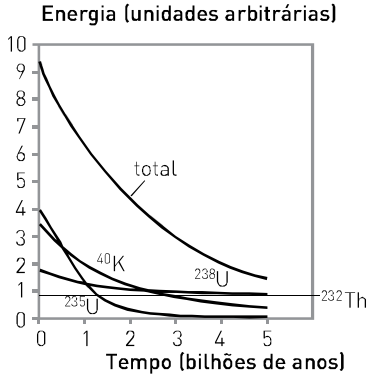
c) Em 1982, Chadwick descobriu o isótopo = 12 de carbono, bombardeando o berílio com partículas alfa, conforme a equação:

$$^9_4Be + {}^4_2a \longrightarrow {}^{12}_6C + {}^1_0n$$

d) O rádio-226 tem vida média de 2 300 anos, então sua meia-vida será, aproximadamente, de 1 610 anos.

e) Uma partícula gama é mais pesada que uma partícula alfa, fato esse decorrente de sua velocidade ser muito maior que a da luz.

13. (Unicamp-SP) Existem várias hipóteses quanto à origem da Terra e sobre os acontecimentos que geraram as condições físico-químico-biológicas dos dias de hoje.
Acredita-se que o nosso planeta tenha se formado há cerca de 4 550 milhões de anos. Um dos estágios, logo no início, deve ter sido o seu aquecimento, principalmente pela radioatividade. A figura mostra a produção de energia a partir de espécies radioativas e suas abundâncias conhecidas na Terra.



a) Quantas vezes a produção de energia radiogênica (radioativa) era maior na época inicial de formação da Terra, em relação aos dias atuais?

b) Quais foram os dois principais elementos responsáveis pela produção de energia radiogênica na época inicial de formação da Terra?

c) E nos dias de hoje, quais são os dois principais elementos responsáveis pela produção dessa energia?

Algumas aplicações da radioatividade

CAPÍTULO 35

Nos primeiros anos após a descoberta da radioatividade, acreditava-se que essa fonte de energia pudesse ser utilizada com múltiplas finalidades: rejuvenescer a pele, fortificar o organismo, limpar objetos e até curar câncer. Com o tempo, novos estudos demonstraram que o uso de materiais radioativos envolvia grandes riscos. Felizmente, nesse produtos de consumo, a adição de tais materiais era feita em quantidades mínimas.

Neste capítulo, veremos algumas das aplicações da radioatividade, suas consequências e perspectivas futuras.

FISSÃO NUCLEAR

Poucos anos antes da Segunda Guerra Mundial, diversos cientistas tentaram obter novos elementos químicos de número atômico maior que o urânio (até então o de maior número atômico conhecido, Z = 92). Entre esses cientistas, destacam-se os italianos Enrico Fermi (1901-1954) e Emilio Segrè (1905-1989), em 1934, e, mais tarde, em 1938, os alemães Otto Hahn (1879-1968) e Fritz Strassman (1902-1980).

Hahn e Strassman, repetindo os experimentos de Fermi, conseguiram determinar átomos de bário (Ba) entre os produtos formados. Como esse elemento apresentava um número atômico pouco maior que a metade do número atômico do urânio, concluíram que, nesse fenômeno, não estavam ocorrendo simples emissões de partículas, mas que os átomos de urânio, na realidade, estavam sendo divididos.

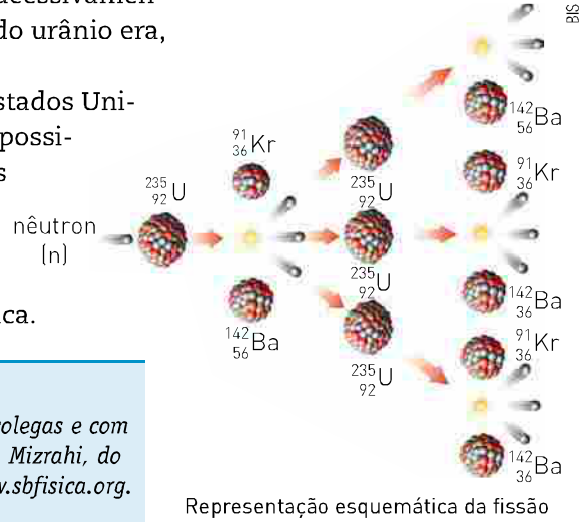
Como os núcleos de urânio estavam sendo fissionados, produzindo dois fragmentos ou dois outros núcleos, esse fenômeno foi denominado **fissão nuclear**.

A física austríaca Lise Meitner (1878-1968) repetiu os experimentos e determinou que no processo ocorria grande liberação de energia e, simultaneamente, formação de nêutrons, os quais produziam a fissão de outros átomos de urânio – e assim, sucessivamente, até o término de toda a massa de urânio. A fissão do urânio era, portanto, uma reação em cadeia.

Essas descobertas foram, então, levadas para os Estados Unidos pelo físico dinamarquês Niels Böhr (1885-1962). A possibilidade de produção de energia em quantidades antes inimagináveis levou muitos cientistas a trabalharem com a fissão do urânio e, a partir desses trabalhos, foram feitas novas descobertas, que, como se verá a seguir, levaram à fabricação da primeira bomba atômica.

Science Source/Diomedia

Lise Meitner trabalhou com Otto Hahn e realizou importantes estudos sobre fissão nuclear. Foi, porém, deixada de fora do Prêmio Nobel de Química em 1944, que só premiou Hahn. Em 1966, recebeu com Hahn e Strassman o Prêmio Fermi, concedido nos Estados Unidos.



Representação esquemática da fissão nuclear. Cores-fantasia.

SAIBA MAIS

> *Para conhecer mais da história de Lise Meitner, leia com seus colegas e com o(a) professor(a) o artigo "Mulheres na Física", de Salomon S. Mizrahi, do Departamento de Física da UFSCar, disponível em: <http://www.sbfisica.org.br/rbef/pdf/v27_491.pdf>. Acesso em: 3 abr. 2013.*

A bomba atômica

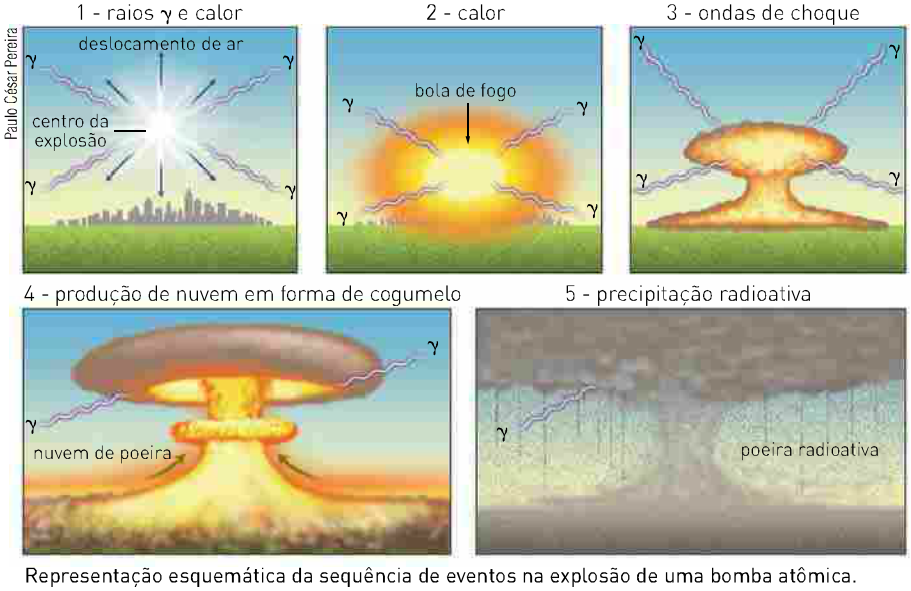
Em 1939, Albert Einstein (1879-1955), físico alemão radicado nos Estados Unidos, integrou-se à campanha promovida pelo físico Leo Szilard (1898-1964), que desenvolvia pesquisa visando fabricar a bomba atômica.

Tanto para os cientistas envolvidos nas pesquisas como para os demais membros da comunidade científica, a bomba atômica, uma vez construída, não seria usada como arma militar. Eles propuseram que a bomba fosse testada na presença de autoridades do governo japonês e dos governos aliados (Inglaterra, França e URSS), o que forçaria a rendição incondicional do Japão, evitando, assim, a morte de milhares de pessoas.

Mas não foi isso o que aconteceu. A ideia de apressar o término da guerra, evitando a morte de muitos soldados americanos e o gasto de milhões de dólares necessários para invadir o Japão, associada à demonstração de supremacia militar diante da União Soviética, marcando o início da Guerra Fria, levou o presidente estadunidense Harry Truman a ordenar o lançamento de bombas atômicas sobre o Japão. Em 6 de agosto de 1945 foi lançada sobre Hiroshima uma bomba atômica de urânio, chamada *Little Boy*.

Oxford Science Archive/Glow Images

Albert Einstein em fotografia de 1933.



Paulo César Pereira

Representação esquemática da sequência de eventos na explosão de uma bomba atômica. Ilustrações fora de escala e em cores-fantasia.

Hulton Archive Keystone/Getty Images

Para obter mais rapidamente a bomba atômica, os Estados Unidos montaram um esquema secreto denominado Projeto Manhattan. Em 1945, conseguiram obter as massas críticas de urânio e de plutônio necessárias para produzir a reação em cadeia. A primeira bomba atômica foi detonada em 16 de julho de 1945 no deserto do Novo México. O calor liberado vaporizou uma torre de ferro de 30 metros de altura, na qual a bomba estava colocada, e derreteu, vitrificando, a areia ao redor.

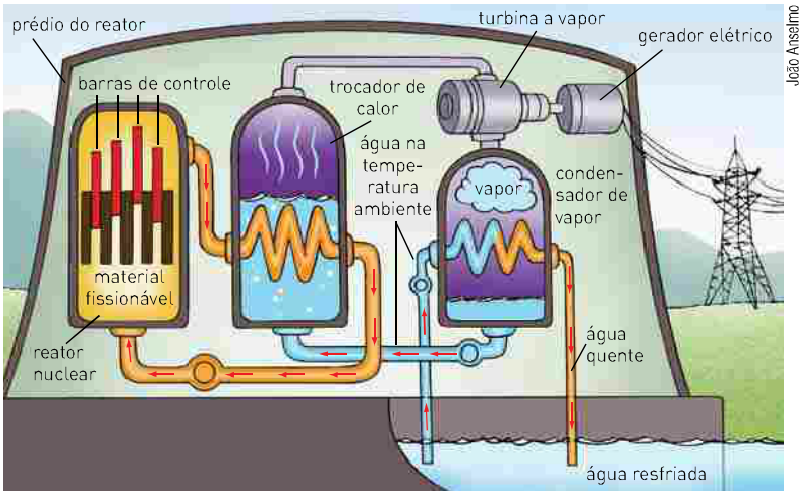
A bomba detonada sobre Hiroshima continha uma massa de 7 quilos de $^{235}_{92}U$ enriquecido, com um poder destrutivo equivalente a 20 mil toneladas de TNT, ou seja, uma bomba de 20 kiloton, que provocou a morte imediata de aproximadamente 100 mil pessoas. Três dias depois, foi lançada outra bomba atômica de plutônio, sobre a cidade de Nagasaki, provocando a morte imediata de 20 mil pessoas.

A guerra terminou em 14 de agosto de 1945 com a rendição incondicional do Japão e com a morte, imediata e posterior, de cerca de 200 mil pessoas, sem considerar as possíveis alterações genéticas transmitidas aos descendentes pelas pessoas que sobreviveram.

Reatores nucleares

Reator nuclear é um dispositivo que permite controlar o processo de fissão nuclear. A energia liberada durante o processo é usada para transformar água líquida em vapor, que faz girar uma turbina, gerando energia elétrica. Ao deixar a turbina, esse vapor passa por um trocador de calor, é resfriado por água de uma fonte externa (um rio, por exemplo) e volta na forma de água líquida ao circuito principal.

O uso dessas usinas nucleares apresenta como principal vantagem o fato de a poluição da atmosfera ser, em geral, muito menor do que nas usinas onde a energia elétrica é produzida a partir de combustíveis fósseis (derivados de petróleo). Porém, seu uso deve ser bem avaliado, pois, apesar de a probabilidade de acidentes ser muito pequena, sua ocorrência pode provocar a morte de muitas pessoas e animais, alterações genéticas nos organismos sobreviventes e, devido à contaminação radioativa tanto da atmosfera como do solo, dos rios e dos lençóis freáticos, tornaria grandes regiões inabitáveis.



João Anselmo

Esquema simplificado de reator nuclear. Cores-fantasia. Observe que ocorre a liberação de água quente no ambiente, o que provoca a denominada poluição térmica, responsável pela morte de várias espécies aquáticas.

Outro problema das usinas nucleares é a produção de **lixo nuclear**, pois os produtos obtidos na fissão são altamente radioativos e precisam ser acondicionados e isolados do meio ambiente por centenas de anos para evitar problemas de contaminação por radiação.

Em algumas regiões dos Estados Unidos, o lixo radioativo é embalado em tambores de ferro, recobertos por uma camada de concreto e lançados em minas abandonadas ou em sítios geológicos apropriados.

Na França, que obtém a maior parte de sua energia elétrica a partir do processo de fissão nuclear, faz-se um reprocessamento do material fissionável. O urânio e o plutônio que ainda não sofreram fissão são separados e utilizados novamente. O restante do material, constituído por isótopos radioativos com meias-vidas muito longas (mais que 100 anos), é incorporado a um vidro de borossilicato (semelhante ao pírex), o qual possui a capacidade de absorver nêutrons. Esse vidro radioativo é acondicionado em contêineres e armazenado em silos construídos com especificações para abrigar o material radioativo por, no mínimo, 1 000 anos.

A energia nuclear no Brasil

A energia elétrica é fator essencial para assegurar o crescimento econômico do país e a qualidade de vida da população. Porém, os recursos hídricos disponíveis nas proximidades dos principais centros consumidores estão se esgotando.

É cada vez mais difícil o licenciamento ambiental dos aproveitamentos hídricos remanescentes e economicamente viáveis. E, apesar de tudo isso, a demanda de energia continua crescente.

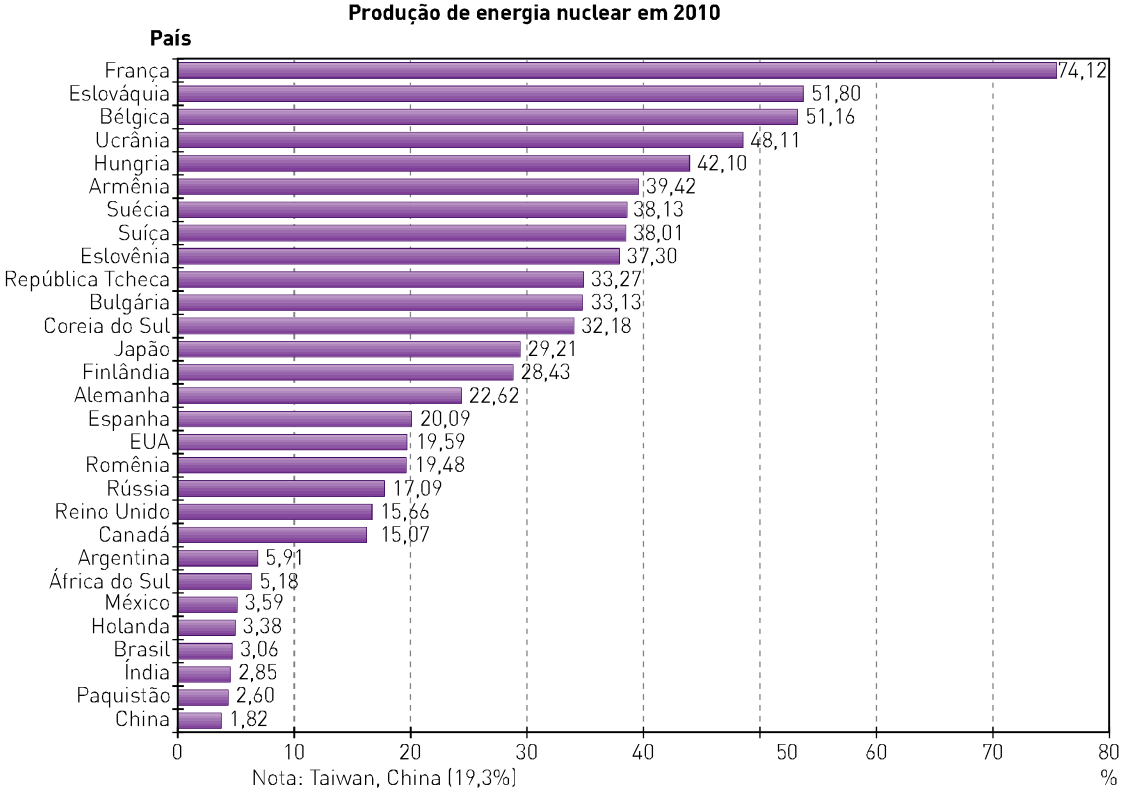
Isso assegura às usinas nucleares um importante papel na matriz energética nacional. Essa opção torna-se ainda mais atraente quando consideramos que o Brasil possui a 6ª maior reserva mundial de urânio, o que nos assegura a independência no suprimento de combustível.

Rogério Reis/Pulsar Imagens

A usina nuclear Angra 2, no município de Angra dos Reis (RJ), assim como muitas outras no mundo, gera energia elétrica a partir de fissão nuclear.

Um dos motivos da escolha de Angra dos Reis para sede das usinas foi a proximidade com os grandes centros consumidores de energia do país: Rio de Janeiro, São Paulo e Belo Horizonte.

Atualmente, Angra 1 tem capacidade de produzir 657 megawatts e Angra 2, de produzir 1350 megawatts.



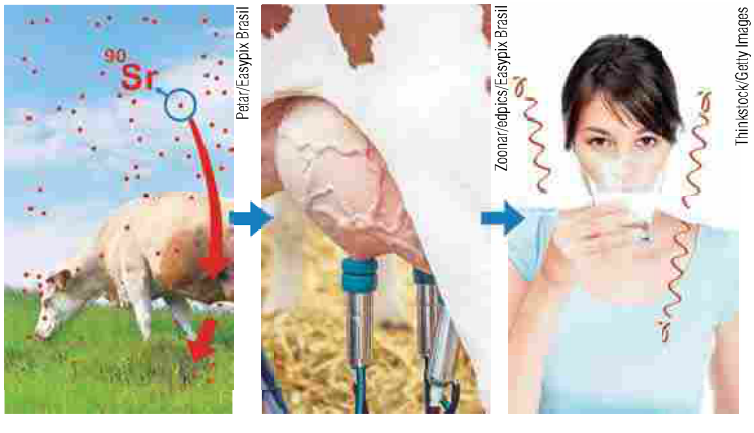
Fonte: Eletrobrás Termonuclear S.A.
Disponível em: <http://www.eletronuclear.gov.br/Portals/0/matriz%20energetica%20energia%20nuclear.JPG>. Acesso em: 3 abr. 2013.

Efeitos da precipitação radioativa

Tanto na explosão de uma bomba atômica como em um acidente com vazamento em uma usina nuclear, é liberado um número muito grande de isótopos radioativos. Muitos deles apresentam uma meia-vida muito curta (menos do que 15 minutos) e, assim, seu decaimento radioativo impede que eles sejam fixados no solo, na vegetação ou nas águas. Porém, alguns apresentam uma meia-vida muito longa, o que permite sua fixação no meio ambiente, contaminando-o e tornando-o radioativo por longos espaços de tempo. Entre esses isótopos radioativos predominam os da tabela a seguir.

Isótopos radioativos	$^{137}_{55}Cs$	$^{90}_{38}Sr$	$^{95}_{40}Zr$	$^{140}_{56}Ba$	$^{131}_{53}I$	$^{99}_{42}Mo$
Meia-vida	30 anos	28 anos	65 dias	12,8 dias	8 dias	67 horas

Além disso, devemos considerar que os nêutrons liberados no processo de fissão podem agir sobre os constituintes da atmosfera, produzindo espécies radioativas, como $^{14}_{6}C$, $^{3}_{1}H$ e muitas outras.



As imagens mostram como os seres humanos incorporam os isótopos radioativos provenientes de uma precipitação radioativa. (Ilustrações fora de escala e em cores-fantasia. Emissões radioativas não são visíveis a olho nu. Estas são representações apenas para fins didáticos.)

Dentre os isótopos radioativos, um dos mais nocivos é o ^{90}Sr, que pode substituir o cálcio, incorporando-se aos ossos, o que ocorre porque ambos são semelhantes e pertencem à mesma família de metais alcalinoterrosos. O processo de substituição ocorre por meio da ingestão de leite e vegetais contaminados. Dessa maneira, o corpo humano torna-se uma fonte de radiação interna por muitos anos.

SAIBA MAIS

> **O dia seguinte** ***(The Day After)***, *Estados Unidos, 1983. Os Estados Unidos entram em guerra contra a União Soviética, e mísseis nucleares são trocados entre os dois países. O filme mostra as consequências de uma guerra nuclear para o ambiente e para as pessoas.*

Embora a meia-vida do ^{131}I seja menor que a do ^{90}Sr, sua produção ocorre em uma quantidade muito maior. Ele se acumula no organismo, pela cadeia alimentar, na glândula tireoide que, assim, também se transforma em uma fonte interna de radiação. Outro isótopo radioativo muito nocivo é o ^{137}Cs, que substitui o potássio nos tecidos vivos devido ao fato de ambos serem semelhantes e pertencerem à mesma família dos metais alcalinos. No entanto, a nocividade do ^{137}Cs, quando comparada à do ^{90}Sr, é bem menor porque ele é eliminado do organismo mais rapidamente.

Quando uma radiação de alta energia atinge uma molécula, esta pode perder elétrons, originando **íons**, ou ainda ter suas ligações rompidas, produzindo espécies com elétrons desemparelhados, denominadas **radicais**:

Essas partículas podem ocasionar reações químicas nocivas, provocando uma divisão celular acelerada, principalmente na medula óssea, nos órgãos reprodutores e nas células responsáveis pelo desenvolvimento em crianças, originando alterações no material genético (DNA).

Ao longo do tempo, os efeitos provocados pelas radiações de alta energia levam à formação de tumores malignos, anemias e mutações genéticas.

Acidentes... acontecem

Como já foi dito, a probabilidade de acontecerem acidentes em usinas nucleares é pequena, mas esse risco nunca deve ser negligenciado. Saiba mais lendo sobre os dois casos a seguir, de consequências gravíssimas.

Chernobyl

Em 26 de abril de 1986, o coração do reator nuclear da usina situada em Chernobyl (Ucrânia), devido a um superaquecimento, sofreu uma avaria que provocou o vazamento de material radioativo. Um número grande de pessoas sofreu morte imediata e muitas outras morreram nas semanas e nos meses seguintes devido a doenças provocadas pela radiação. Milhares de pessoas foram retiradas do local, e a área ao redor da usina permanecerá contaminada por muitas décadas.

O acidente ocorreu por uma falha no reator e pelo descumprimento dos procedimentos de segurança por parte dos operadores.

Igor Kostin/Sygma/Corbis/Latinstock

O acidente ocorrido na usina nuclear de Chernobyl, em 1986, aumentou o temor do público em relação à energia nuclear. Devido ao superaquecimento, o reator provocou rachaduras no prédio super-resistente que o abrigava, destruindo-o parcialmente e liberando doses maciças de radioatividade. Nessa instalação, para controlar a velocidade de fissão, usavam-se barras de grafite como moderador, para absorção de nêutrons livres. Reatores mais modernos usam a água com a mesma finalidade.

Fukushima

No dia 11 de março de 2011, a região nordeste do Japão, densamente povoada e industrializada, foi atingida por um terremoto fortíssimo: 9,0 graus na escala Richter.

Na cidade de Fukushima, localizada na região, havia também uma usina nuclear, chamada Daiichi, cujas instalações, com o abalo, entraram em desligamento automático e em processo de resfriamento dos reatores. Entretanto, ao terremoto seguiu-se uma onda gigante (*tsunami*), que interferiu de modo irremediável nesse sistema de emergência. Com isso, ocorreu o derretimento do núcleo dos reatores e a liberação de radioatividade para o ambiente após uma série de explosões de hidrogênio.

As populações próximas à área atingida tiveram de ser removidas e toda a produção agrícola e industrial foi considerada perdida, com prejuízos econômicos e ambientais incalculáveis. Algum tempo depois, começaram a surgir relatos de nódulos na tireoide de crianças atingidas pela radiação.

DigitalGlobe/Getty Images

Imagem de satélite mostrando as instalações da Usina Nuclear Daiichi, em Fukushima, três dias depois do acidente de 2011.

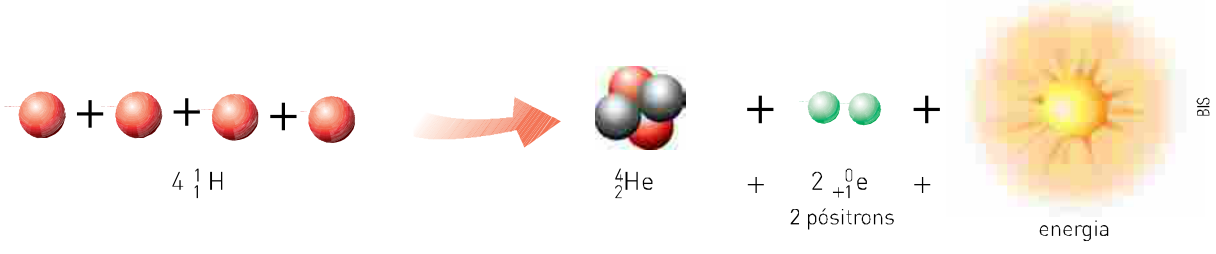
Embora a princípio as causas da tragédia tenham sido atribuídas à fatalidade da *tsunami*, uma comissão oficial que investigou o caso concluiu, em 2012, que houve erro humano. "Pensamos que, em 11 de março, a central era vulnerável aos terremotos e *tsunamis*", destacou a comissão.

Fontes: <http://www.cartacapital.com.br>; <http://www.cnen.gov.br>. Acessos em: 3 abr. 2013.

FUSÃO NUCLEAR

Praticamente toda a energia que a Terra recebe diariamente é proveniente do Sol, que libera essa energia por reações termonucleares.

As temperaturas altíssimas no centro do Sol fornecem a energia de ativação necessária para que átomos de hidrogênio (H) se unam, em um processo denominado **fusão nuclear**.



BIS

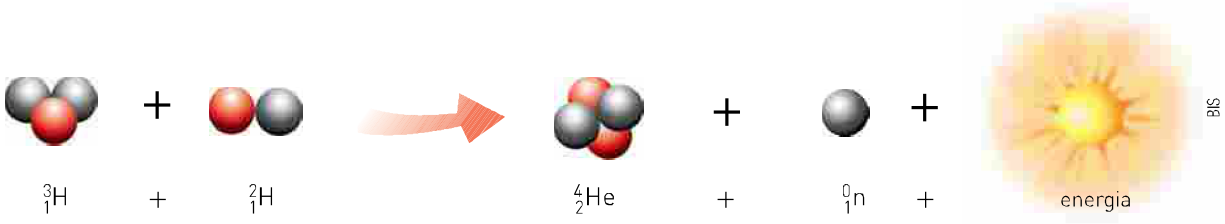
Esse processo libera quantidades de energia ainda maiores que a fissão nuclear. Um grama de hidrogênio, através da fusão, libera uma quantidade de energia igual à liberada na queima de 20 toneladas de carvão.

O primeiro uso desse processo pelo ser humano foi a bomba de hidrogênio que, para explodir, necessitava de uma quantidade enorme de energia. Essa energia de ativação é fornecida pela explosão de uma bomba atômica, que serve de estopim.

Se a fusão for efetuada com os isótopos mais pesados do hidrogênio — deutério ($^{2}_{1}H$) e trítio ($^{3}_{1}H$) —, o processo ocorre com uma velocidade muito maior.

> *A primeira bomba de hidrogênio explodiu em 1952 no Atol de Bikini, Oceano Pacífico, produzindo uma nuvem característica na forma de cogumelo. Seu poder destrutivo é muito maior do que o de uma bomba atômica, que é usada para iniciar o processo de fusão dos isótopos do hidrogênio.*

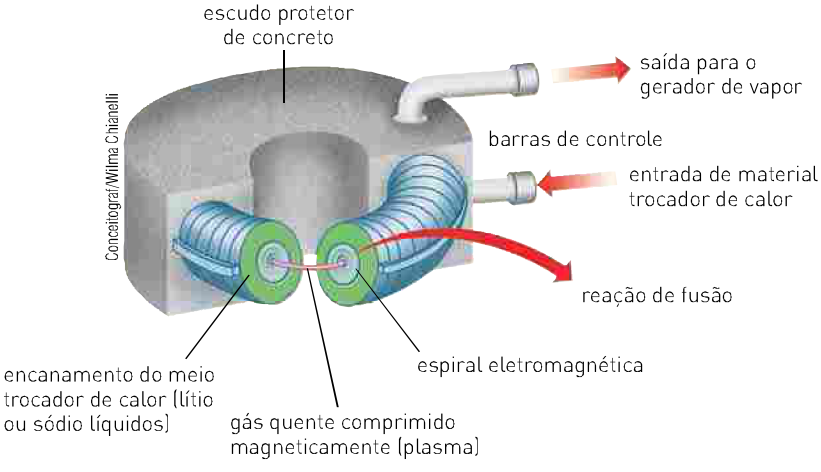
Bettmann/Corbis/Latinstock



Atualmente, em países como Estados Unidos, Inglaterra e Rússia, muitos cientistas estão empenhados em desenvolver equipamentos nos quais a reação de fusão nuclear possa ser controlada e, assim, a gigantesca quantidade de energia liberada no processo venha a ser aproveitada. Porém, a construção desses reatores de fusão nuclear apresenta uma série de dificuldades. Uma delas é a adequação do material constituinte do recipiente onde a fusão deve ocorrer, pois a temperatura atinge valores tão elevados que não é possível a existência de metais no estado sólido ou mesmo líquido. Um outro problema é a necessidade de escoamento rápido da energia liberada na fusão controlada do hidrogênio.

Martin Ruegner/Photographer's Choice/Getty Images

Para cada 5 000 átomos de $^{1}_{1}H$ existentes nas moléculas de água há 1 átomo de $^{2}_{1}H$.
A água constituinte dos oceanos contém $7 \cdot 10^{13}$ toneladas de $^{3}_{1}H$ que, se fossem usados em processos de fusão nuclear, produziriam $2 \cdot 10^{28}$ kJ de energia. Essa quantidade de energia corresponde às necessidades do ser humano por $4 \cdot 10^{9}$ anos.



Representação simplificada de reator de fusão nuclear. Cores-fantasia.

Esses reatores apresentam muitas vantagens em relação aos de fissão:

- os produtos da fusão não são radioativos; portanto, não causam alterações no meio ambiente;
- o material necessário ($^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$, $^{6}_{3}Li$) é abundante na natureza ou de fácil obtenção:
  - $^{2}_{1}H$: é encontrado como constituinte de moléculas de água;
  - $^{3}_{1}H$: é obtido a partir do $^{6}_{3}Li$;
  - $^{6}_{3}Li$: é um metal encontrado na natureza;
- a quantidade de energia produzida é muito maior do que a obtida em um reator de fissão nuclear.

> *Até 2013, 114 elementos químicos eram reconhecidos oficialmente pela IUPAC.*
> *Somente 92 deles são encontrados na natureza. Todos os outros são artificiais, obtidos por meio de síntese radioativa.*
>
> *Um dos últimos elementos a ser oficializado pela IUPAC até aquele ano, o roentgênio, em homenagem a Wilhelm Conrad Roentgen, descobridor dos raios X, foi obtido pela fusão de isótopos de níquel e bismuto.*
>
> *Essa reação nuclear pode ser representada assim:*
>
> $$^{64}_{28}Ni + {}^{209}_{93}Bi \longrightarrow {}^{272}_{111}Rg + {}^{1}_{0}n$$

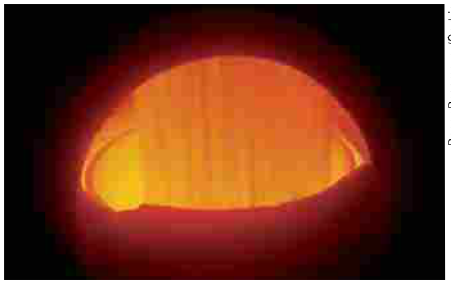
QUÍMICA E TECNOLOGIA

Tecnologia nuclear no Brasil

Na unidade de beneficiamento de Caetité, no Rio de Janeiro, o urânio é extraído do minério, purificado e concentrado sob a forma de um sal amarelo, conhecido como *yellow cake*.

No *yellow cake*, há 99,3% de U-238 e apenas 0,7% de U-235, que é o urânio físsil e que serve como combustível nuclear. Para enriquecer o urânio, isto é, para aumentar a porcentagem de U-235 até 3 ou 3,5%, é necessário, em uma primeira etapa, transformá-lo em um gás: o hexafluoreto de urânio (UF_6).

Para a obtenção desse gás, o urânio era enviado ao Canadá, onde o gás era enriquecido. Atualmente no Brasil, em um projeto de pesquisa desenvolvido pela Marinha em colaboração com o Instituto de Pesquisas de Energia Nuclear (Ipen), foi criado um processo de enriquecimento do gás por meio de centrífugas, que é mais eficiente do que qualquer outro método em uso no mundo.



Roger Ressmeyer/Corbis documentary/Latinstock

Urânio enriquecido, conhecido por *yellow cake*.

U.S. Department of Energy/SPL/Latinstock

Uma pastilha de combustível nuclear, iluminada por sua própria radioatividade.

Após o enriquecimento, o gás UF_6 é transformado em UO_2, na forma de pó, que é prensado na fábrica de combustível nuclear e transformado em pastilhas cilíndricas de mais ou menos 1 cm de altura por 1 cm de diâmetro.

Duas dessas pastilhas geram energia suficiente para manter uma residência de porte médio funcionando por um mês.

Em Resende (RJ), na fábrica de combustível nuclear, é produzido, obedecendo a severos padrões de qualidade e precisão mecânica, o **elemento combustível**.

O elemento combustível é composto pelas pastilhas de dióxido de urânio montadas em tubos de uma liga metálica especial, a *zircaloy*, formando um conjunto de varetas cuja estrutura é mantida rígida por reticulados chamados "grades espaçadoras".

Os vários elementos combustíveis, inseridos no núcleo do reator, produzem calor que será transformado em energia. Cada elemento combustível supre de energia elétrica 42 000 residências de porte médio, durante um mês.

Fontes: <http://www.cnen.gov.br>; <http://www.eletronuclear.gov.br>. Acessos em: 4 abr. 2014.

Para ir além

1. Qual a principal vantagem ambiental da geração de energia elétrica através de usinas nucleares?
2. O descarte de materiais radioativos deve ser feito de forma criteriosa. Discuta com seus colegas qual das alternativas a seguir não apresenta um desses cuidados necessários.
   a) Cada recipiente que contiver o descarte deve estar devidamente identificado com o nome do chefe do grupo, tipo de radioisótopo, data de descarte e qualquer outra informação que identifique o material.
   b) Os rejeitos radioativos devem ser todos armazenados em um mesmo recipiente, independentemente do tempo de meia-vida de cada um.
   c) O descarte radioativo sólido deve ser eliminado sem lavagem prévia com água, em sacos plásticos brancos para lixo sólido radioativo.
   d) O descarte de material radioativo líquido deve ser feito em frascos herméticos de polipropileno.
   e) Os veículos utilizados em transporte de resíduos devem possuir meios de fixação adequados para os recipientes de modo a evitar danos aos mesmos.
3. Pesquise na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade sobre as quantidades mundiais exploráveis do minério de urânio e responda aos itens abaixo.
   a) Qual o país com maior reserva desse minério?
   b) Como você vê a construção de novas usinas nucleares no Brasil? Discuta essa questão com seus colegas.

APLICAÇÕES DA RADIOATIVIDADE EM OUTRAS ÁREAS

Geologia, Arqueologia e História

Datação com o carbono-14

A determinação da idade (datação) de material orgânico usualmente envolve o isótopo do carbono, o **carbono-14**, que é formado nas camadas superiores da atmosfera pelo bombardeamento de nitrogênio por nêutrons cósmicos:

$$^{14}_{7}N + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{14}_{6}C + ^{1}_{1}H$$

As plantas e os animais incorporam o isótopo C-14 pelo CO_2 presente na atmosfera ou pela cadeia alimentar. Quando eles morrem, cessa a absorção do C-14 e, então, sua quantidade gradualmente diminui, de acordo com a equação de desintegração:

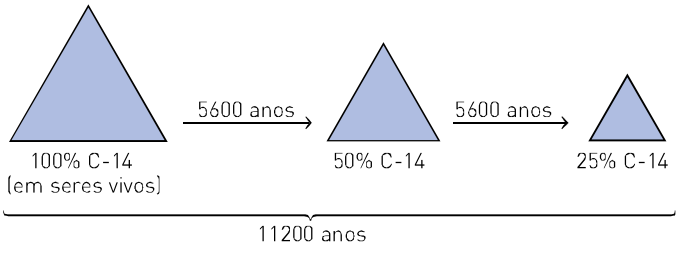
$$^{14}_{6}C \longrightarrow ^{0}_{-1}\beta + ^{14}_{7}N$$

Ria Novosti/SPL/Latinstock

Datações do teor de C-14 indicam que este corpo foi preservado congelado por 2500 anos.

Conhecendo a meia-vida do C-14 (5600 anos), podemos estimar, então, a idade dos artefatos (fóssil, pergaminho, documentos etc.) em exame, pela determinação da quantidade desse isótopo presente neles. Como a velocidade com que o C-14 se forma na atmosfera é a mesma com que ele se desintegra, sua concentração na Terra e nos organismos permanece constante: 10 ppb (em cada bilhão de átomos existem 10 átomos de C-14).

Assim, se um fóssil apresentar teor de C-14 de 2,5 ppb, essa concentração indica que ele possui 25% do teor de C-14 encontrado nos seres vivos, ou seja, desde a morte do animal, o C-14 completou duas meias-vidas:



Desse modo, podemos concluir que o fóssil tem 11200 anos.

Datação com o urânio e o potássio

Assim como a medição da quantidade de C-14 permite determinar a idade de material orgânico, a medição de outros radioisótopos permite a datação de rochas.

A cada meia-vida do isótopo $^{238}_{92}U$ ($4{,}5 \cdot 10^9$ anos), metade de seus átomos desintegra-se, originando o isótopo $^{206}_{82}Pb$. A relação entre o número de átomos Pb/U permite que estimemos a idade aproximada de uma rocha, ou de um meteorito, considerando que 1 átomo de U produz 1 átomo de Pb.

Para demonstrar esse fato matematicamente, vamos considerar que o número inicial de átomos de U seja 64, conforme a tabela ao lado.

Número de meias-vidas	Número de átomos ^{238}U	Número de átomos ^{206}Pb	Pb/U
0	64	0	0
1	32	32	1
2	16	48	3
3	8	56	7
4	4	60	15

Assim, se uma rocha apresenta uma relação Pb/U igual a 15, isso significa que ela foi formada a 4 meias-vidas do ^{238}U, ou seja, a $1{,}8 \cdot 10^{10}$ anos.

O ^{40}K, que tem meia-vida de $1{,}3 \cdot 10^{9}$ anos, decai pela captura de um elétron ou pela emissão de um pósitron, formando o ^{40}Ar:

$$^{40}_{19}K + {}^{0}_{-1}e \longrightarrow {}^{40}_{18}Ar$$

e

$$^{40}_{19}K \longrightarrow {}^{40}_{18}Ar + {}^{0}_{+1}e$$

Dessa forma, para determinar a idade de uma rocha, pode-se triturá-la e medir a quantidade de gás argônio que é liberada dela. Assim como se faz quando se emprega o urânio-238, a comparação entre o número de átomos de potássio e o de átomos de argônio permite identificar a idade aproximada dessa rocha.

John Reader/SPL/Latinstock

O método de datação pelo potássio-40 também é útil para se estimar a idade de ossos.
Datações feitas com potássio (K-40) indicam a idade aproximada destes crânios: o da esquerda, Neanderthal, 70 mil anos e o da direita, Cro-Magnon, 30 mil.

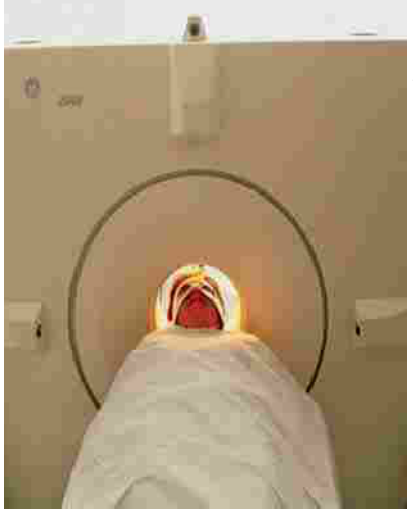
Medicina

Vários isótopos radioativos são usados em Medicina. É muito comum introduzir no organismo uma pequena quantidade de material radioativo a fim de determinar as condições de órgãos. Isso é possível pelo conhecimento de que vários compostos radioativos se acumulam em determinado órgão.

As células do corpo não diferenciam um isótopo radioativo de um não radioativo, pois os isótopos apresentam eletrosferas e comportamento químico iguais. A única diferença entre eles é que o isótopo radioativo pode ser detectado por emitir radiações, as quais permitem seu monitoramento ao ser transportado pelo corpo e se concentrar em determinado órgão. Os isótopos que têm essa aplicação são denominados **radiotraçadores**.

A tabela a seguir apresenta alguns isótopos usados em Medicina Nuclear.

Elemento	Radioisótopo	Radiação	Uso médico
cromo	^{51}Cr	γ	Imagem do baço, volume das hemácias.
tecnécio	^{99}Tc	γ	Estudo do cérebro, dos pulmões, do fígado, do baço e dos ossos.
iodo	^{131}I	β, γ	Estudo da tireoide e tratamento de câncer na tireoide.
estrôncio	^{85}Sr	γ	Imagem de ossos para diagnóstico de fraturas ou osteoporose.
sódio	^{24}Na	β, γ	Estudo de lesões vasculares e determinação do volume do sangue.



Hank Morgan/SPL/Latinstock

"Uma técnica nova e importante na Medicina Nuclear é a PET (sigla, em inglês, para tomografia por emissão de pósitrons e elétrons), que utiliza radioisótopos de meia-vida muito curta e que têm como característica o decaimento com a liberação de pósitrons, sendo considerada por muitos especialistas a melhor e mais precisa forma de radiodiagnóstico por imagem disponível hoje. Esses radioisótopos são produzidos em aceleradores de partículas específicos (cíclotrons), sendo o principal produto o flúor-18, injetado no sangue do paciente na forma de fluoredeoxiglicose (FDG)."

Disponível em: <http://www.biodieselbr.com/energia/nuclear/energia-nuclear-saude.htm>. Acesso em: 4 abr. 2014.

Após o paciente receber uma dose do material radioativo, o radiologista determina o nível e a localização das radiações emitidas pelos isótopos. As radiações beta (β) ou gama (γ) incidem sobre filmes fotográficos, produzindo imagens do órgão que se pretende estudar.

As radiações gama provenientes do I-131 são usadas no tratamento de câncer da tireoide. Embora possam afetar qualquer célula do órgão, essas radiações agem muito mais sobre as células cancerosas, que se encontram debilitadas.

Alguns radioisótopos que emitem pósitrons ($_{+1}^{0}e$), por exemplo, ^{10}C, ^{11}C, ^{13}N e ^{15}O, são usados para diagnóstico por imagem (tomografia).

O decaimento de um próton em nêutron se dá com a formação de um pósitron:

$$_{+1}^{1}p \longrightarrow {}_{0}^{1}n + {}_{+1}^{0}e$$

Essa reação pode ser usada para mapear regiões corpóreas em que se suspeita de alterações metabólicas. Pode-se administrar glicose contendo F-18 em pacientes. Os pósitrons colidem com elétrons em uma reação denominada **aniquilação**:

$$_{+1}^{0}e + {}_{-1}^{0}e \longrightarrow \text{energia}$$

Nessa reação, a massa é transformada totalmente em energia na forma de ondas eletromagnéticas. Tais radiações revelam regiões em que o metabolismo da glicose está alterado.

> *Para cada enfermidade ou avaliação médica, a escolha do radioisótopo, da quantidade aplicada e da forma como é utilizado deve ter como critério a relação risco-benefício.*

Agricultura, indústria e alimentação

A capacidade de as radiações produzirem danos aos organismos tem sido usada na preservação de alimentos, como o morango. A irradiação com raios gama provenientes do Co-60 destrói fungos e bactérias, principais causadores do apodrecimento. Esses raios atuam como esterilizantes.

O P-32 é utilizado como radiotraçador, permitindo verificar a absorção de fertilizantes pelas plantas e avaliar a eficácia do controle de insetos.

Para impedir o crescimento de agentes produtores da deterioração de alimentos, costuma-se fazer a pasteurização térmica e a conservação refrigerada. Porém, muitos alimentos frescos não podem ser submetidos a esses processos, como carnes, peixes, mariscos, aves etc. Esses alimentos são submetidos a radiações para se conservarem por mais tempo.

Em processos industriais, isótopos são usados em análise não destrutiva de materiais e como radiotraçadores. Veja alguns exemplos:

- Fe-59, na medida de desgaste de molas e êmbolos de motores;
- P-32, na medida de desgaste dos frisos de pneus;
- Na-24 e I-131, na localização de pequenos vazamentos em tubulações de água e medida da espessura de lâminas metálicas.

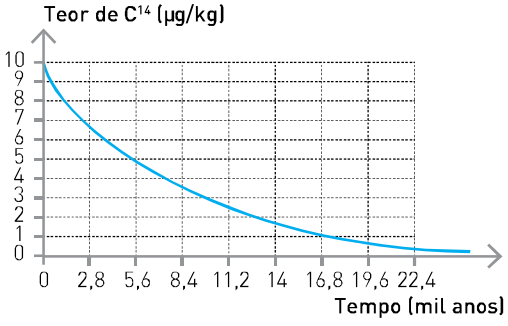
Fotografias: Arquivo do autor

Os morangos (1), tratados com raios gama, permanecem frescos durante vários dias. Os morangos (2), que não foram tratados com raios gama, desenvolveram fungos no mesmo período.

> *Os parâmetros de segurança para irradiação de alimentos são regulados pela Resolução (RDC) nº 21/2001, da Anvisa, segundo a qual qualquer alimento poderá ser tratado por radiação desde que a dose máxima absorvida seja inferior àquela que comprometeria as propriedades funcionais e/ou os atributos sensoriais do alimento.*

Exercício resolvido

1. (UFG-GO) A partir do momento em que uma planta ou animal morrem, deixam de incorporar átomo de carbono. O teor do isótopo C^{14} decai com o tempo, de acordo com o gráfico abaixo.



A partir dessas informações, responda:

a) Qual a meia-vida do C^{14}?

b) Na análise de um fóssil foi encontrado 2,5 µg/kg C^{14}. Qual a idade do fóssil?

c) Como animais e plantas incorporam C^{14}?

Solução

a) Note que, no tempo zero, a massa indicada na ordenada é igual a 10 µg/kg e que, após 5,6 · 1 000 anos, a amostra se reduz a 5 µg/kg. Assim, podemos concluir que a meia-vida é igual a 5 600 anos.

b) Partindo de 10 µg/kg C^{14}, temos:

$$10 \xrightarrow{\text{após 5 600 anos}} 5 \xrightarrow{\text{após 5 600 anos}} 2{,}5$$

Logo, a idade do fóssil é de 11 200 anos.

c) Os animais incorporam C^{14} ao se alimentarem, e as plantas, através da respiração (fotossíntese).

Exercícios fundamentais

1. Faça a associação correta.

(I) fusão nuclear

(II) fissão nuclear

(A) $^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{91}_{36}Kr + {}^{142}_{56}Ba + 3\,{}^{1}_{0}n$

(B) $4\,{}^{1}_{1}H \longrightarrow {}^{4}_{2}He + 2\,{}^{0}_{+1}e$

2. Uma das reações nucleares utilizadas para produção de energia poderia ser representada por:

$$^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \longrightarrow {}^{144}_{55}Cs + {}^{90}_{37}Rb + 2x + \text{energia}$$

Determine a partícula representada por *x*.

3. Complete as reações nucleares que são empregadas em Medicina e em datação.

I. $^{99}_{42}Mo \longrightarrow {}^{99}_{43}Tc + x$

II. $^{99}_{43}Tc \longrightarrow y + \gamma$

III. $^{131}_{53}I \longrightarrow {}^{131}_{54}Xe + z$

IV. $^{14}_{7}N + n \longrightarrow w + p$

V. $^{14}_{6}C \longrightarrow {}^{14}_{7}N + t$

VI. $^{40}_{19}K + \beta \longrightarrow v$

4. Uma amostra de madeira apresentou um teor de C-14 de 12,5%. Sabendo que a meia-vida do C-14 é 5 600 anos, determine a idade da amostra.

Testando seu conhecimento

1. (Uerj) O reator atômico instalado no município de Angra dos Reis é do tipo PWR — reator de água pressurizada. O seu princípio básico consiste em obter energia através do fenômeno "fissão nuclear", em que ocorre a ruptura de núcleos pesados em outros mais leves, liberando grande quantidade de energia. Esse fenômeno pode ser representado pela seguinte equação nuclear:

$$ {}_{0}^{1}n + {}_{92}^{235}U \rightarrow {}_{55}^{144}Cs + T + 2\ {}_{0}^{1}n + \text{energia} $$

Os números atômico e de massa do elemento *T* estão respectivamente indicados na seguinte alternativa:

a) 27 e 91. **b)** 37 e 90. **c)** 39 e 92. **d)** 43 e 93.

2. (Enem-MEC) O debate em torno do uso da energia nuclear para produção de eletricidade permanece atual. Em um encontro internacional para a discussão desse tema, foram colocados os seguintes argumentos:

I. Uma grande vantagem das usinas nucleares é o fato de não contribuírem para o aumento do efeito estufa, uma vez que o urânio, utilizado como "combustível", não é queimado, mas sofre fissão.

II. Ainda que sejam raros os acidentes com usinas nucleares, seus efeitos podem ser tão graves que essa alternativa de geração de eletricidade não nos permite ficar tranquilos.

A respeito desses argumentos, pode-se afirmar que:

a) o primeiro é válido e o segundo não é, já que nunca ocorreram acidentes com usinas nucleares.

b) o segundo é válido e o primeiro não é, pois de fato há queima de combustível na geração nuclear de eletricidade.

c) o segundo é válido e o primeiro é irrelevante, pois nenhuma forma de gerar eletricidade produz gases do efeito estufa.

d) ambos são válidos para se compararem vantagens e riscos na opção por essa forma de geração de energia.

e) ambos são irrelevantes, pois a opção pela energia nuclear está se tornando uma necessidade inquestionável.

3. (UFRRJ)

Fim da 2ª Guerra Mundial – bomba atômica

Sessenta anos de terror nuclear

Destruídas por bombas, Hiroshima e Nagasaki hoje lideram luta contra essas armas

Gilberto Scofield Jr.

Enviado especial a Hiroshima, Japão

"Shizuko Abe tinha 18 anos no dia 6 de agosto de 1945 e, como todos os jovens japoneses durante a Segunda Guerra Mundial, ela havia abandonado os estudos para se dedicar ao esforço de guerra. Era um dia claro e quente de verão e, às 8h, Shizuko e seus colegas iniciavam a derrubada de parte das casas de madeira do centro de Hiroshima para tentar criar um cordão de isolamento anti-incêndio no caso de um bombardeio incendiário aéreo. Àquela altura, ninguém imaginava que Hiroshima seria o laboratório de outro tipo de bombardeio, muito mais devastador e letal, para o qual os abrigos anti-incêndio foram inúteis."

"Hiroshima, Japão. Passear pelas ruas de Hiroshima hoje — 60 anos depois da tragédia que matou 140 mil pessoas e deixou cicatrizes eternas em outros 60 mil, numa população de 400 mil — é nunca esquecer o passado. Apesar de rica e moderna com seus 1,1 milhão de habitantes circulando em bem cuidadas ruas e avenidas, os monumentos às vítimas do terror atômico estão em todos os lugares."

O Globo, 31 jul. 2005.

Sessenta anos após o fim da Segunda Guerra Mundial, ainda nos indignamos com a tragédia lançada sobre Hiroshima e Nagasaki. A bomba que destruiu essas cidades marcou o início da era nuclear. O fenômeno se constitui de uma reação em cadeia, liberando uma grande quantidade de energia, muito maior do que aquela envolvida em reações químicas. Em virtude disso, a fissão nuclear é usada nas usinas termoelétricas, que visam transformar energia térmica em energia elétrica. O combustível principal é o urânio.

Considerando as equações a seguir,

$$ {}_{0}^{1}n + {}_{92}^{235}U \rightarrow {}_{56}^{140}Ba + X + 3\ {}_{0}^{1}n $$

$$ {}_{0}^{1}n + {}_{92}^{235}U \rightarrow Y + {}_{57}^{143}La + 3\ {}_{0}^{1}n $$

a) determine *X* e *Y*, com número atômico e número de massa de cada um.

b) sabendo-se que o tempo de meia-vida do urânio ($_{92}U^{235}$) é 4,5 bilhões de anos, calcule o tempo necessário para reduzir a $\frac{1}{4}$ uma determinada massa desse nuclídeo.

4. (Ufscar-SP) No dia 6 de agosto de 2005 foram lembrados os 60 anos de uma data triste na história da Humanidade. Nesse dia, em 1945, foi lançada uma bomba atômica sobre a cidade de Hiroshima, que causou a morte de milhares de pessoas. Nessa bomba, baseada no isótopo 235 de urânio, uma das reações que pode ocorrer é representada pela equação nuclear não balanceada:

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{141}_{56}Ba + {}^{n}_{i}X + 3\,{}^{1}_{0}n + \text{energia}$$

Nesta equação *X*, *i* e *n* representam, respectivamente:

a) partícula alfa; 2; 4.
b) pósitron; 1; 0.
c) argônio; 18; 39,9.
d) criptônio; 36; 92.
e) bário; 56; 141.

5. (UFPE) O programa nuclear do Irã tem chamado a atenção internacional em função das possíveis aplicações militares decorrentes do enriquecimento de urânio. Na natureza, o urânio ocorre em duas formas isotópicas, o U-235 e o U-238, cujas abundâncias são, respectivamente, 0,7% e 99,3%. O U-238 é radioativo, com tempo de meia-vida de $4{,}5 \cdot 10^9$ anos, independentemente do tipo de aplicação desejada. Sobre o uso do urânio, considere a equação abaixo e analise as afirmativas a seguir.

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{140}_{56}Ba + {}^{y}_{x}Kr + 3\,{}^{1}_{0}n$$

1) O U-238 possui três prótons a mais que o U-235.
2) Os três nêutrons liberados podem iniciar um processo de reação em cadeia.
3) O criptônio formado tem número atômico igual a 36 e número de massa igual a 96.
4) A equação acima representa a fissão nuclear do urânio.
5) Devido ao tempo de meia-vida extremamente longo, o U-238 não pode, de forma alguma, ser descartado no meio ambiente.

Estão corretas apenas:

a) 1, 2 e 5.
b) 2, 3, 4 e 5.
c) 1, 3 e 4.
d) 2, 4 e 5.
e) 3, 4 e 5.

6. (UFRRJ)

Plano B para a energia

por W. Wayt Gibbs

Para manter este mundo tolerável à vida, a humanidade deve completar uma maratona de mudanças tecnológicas cuja linha de chegada está bem além do horizonte. Ainda que os planos de redução das emissões de gás carbônico funcionem, mais cedo ou mais tarde, o mundo vai precisar de um plano B: uma ou mais tecnologias fundamentalmente novas que, juntas, consigam fornecer 10 a 30 terawatts sem expelir uma tonelada sequer de dióxido de carbono.

Os reatores a fusão — que produzem energia nuclear juntando átomos, em vez de dividi-los — estão no topo de quase todas as listas de tecnologias energéticas definitivas para a humanidade. O reator não produziria gases de estufa e geraria quantidades relativamente baixas de resíduos radioativos de baixo nível. "Mesmo que a usina fosse arrasada [por acidente ou atentado], o nível de radiação a 1 km de distância seria tão pequeno que tornaria desnecessária a evacuação", diz Farrokh Najmabadi, especialista em fusão que dirige o Centro de Pesquisa de Energia da Universidade da Califórnia em San Diego.

(Extraída de *American Scientific Brasil*, Edição n. 53 – out. 2006.)

A reação de fusão dos isótopos do hidrogênio pode ser representada por:

$$_1H^2 + {}_1H^3 \rightarrow {}_2He^4 + X$$

onde *X* é:

a) $_{-1}\beta^0$ **b)** $_2\alpha^4$ **c)** $_1p^1$ **d)** $_0n^1$ **e)** $_{+1}e^0$

7. (UEPG-PR) A energia nuclear, apesar de todos os riscos que oferece, tem sido vista como uma alternativa menos danosa ao meio ambiente e proposta como forma de evitar o aquecimento global. Sobre essa energia e os processos para obtê-la, assinale o que for correto.

01. As reações em cadeia que ocorrem nos reatores nucleares são semelhantes às reações que ocorrem na bomba H.
02. A geração de grande quantidade de energia nas usinas termonucleares está baseada no processo de fissão nuclear.
04. O processo de produção de energia em usinas termonucleares é semelhante ao que ocorre no Sol, a partir de átomos de hidrogênio.
08. Núcleos do átomo de urânio são fonte de energia em usinas termonucleares.

8. (Unimontes-MG) Uma das aplicações das reações nucleares é na arqueologia, em que fósseis vegetais ou animais têm suas idades determinadas com bastante precisão. O método para determinar essa idade é chamado de "datação de carbono-14" e consiste em medir a radioatividade do isótopo $^{14}_{6}C$ do material, considerando o tempo de meia-vida desse isótopo. O $^{14}_{6}C$ é formado quando o nitrogênio atmosférico reage com nêutrons produzidos por raios cósmicos. A equação para essa reação é escrita como:

$$^{14}_{7}N + A \rightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}p$$

e a desintegração do carbono-14 como:

$$^{14}_{6}C \rightarrow B + {}^{0}_{-1}\beta$$

Sendo assim, as partículas representadas por *A* e *B* são, respectivamente,

a) beta e nêutron.
b) nêutron e nitrogênio-14.
c) próton e carbono-12.
d) alfa e alfa ($^{4}_{2}\alpha$).

9. (UEL-PR) Por meio de estudos pormenorizados realizados por bioantropólogos mexicanos, constatou-se que as feições do fóssil humano mais antigo já encontrado no México eram muito parecidas com aborígines australianos. O fóssil em questão, com 12 mil anos, é o crânio conhecido como Mulher de Penón. A determinação da idade de um fóssil é baseada no decaimento radioativo do isótopo carbono-14, cujo tempo de meia-vida é de aproximadamente 6 000 anos.

A porcentagem de carbono-14 encontrada atualmente no fóssil em relação àquela contida no momento da morte é aproximadamente igual a:

a) 25%
b) 37%
c) 50%
d) 75%
e) 90%

10. (UEL-PR) O iodo-131 é um elemento radioativo utilizado em medicina nuclear para exames de tireoide e possui meia-vida de 8 dias. Para descarte de material contaminado com 1 g de iodo-131, sem prejuízo para o meio ambiente, o laboratório aguarda que o mesmo fique reduzido a 10^{-6} g de material radioativo.

Nessas condições, o prazo mínimo para descarte do material é de:

(Dado: $\log_{10} 2 \cong 0{,}3$.)

a) 20 dias.
b) 90 dias.
c) 140 dias.
d) 160 dias.
e) 200 dias.

Aprofundando seu conhecimento

1. (Enem-MEC) A falta de conhecimento em relação ao que vem a ser um material radioativo e quais os efeitos, consequências e usos da irradiação pode gerar o medo e a tomada de decisões equivocadas, como a apresentada no exemplo a seguir.

"Uma companhia aérea negou-se a transportar material médico por este portar um certificado de esterilização por irradiação".

Física na Escola, v. 8, n. 2, 2007 (adaptado).

A decisão tomada pela companhia é equivocada, pois:

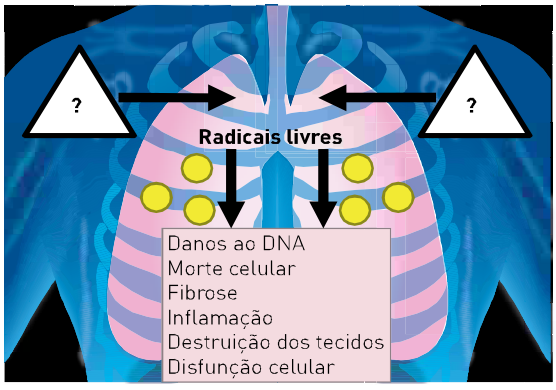
a) o material é incapaz de acumular radiação, não se tornando radioativo por ter sido irradiado.
b) a utilização de uma embalagem é suficiente para bloquear a radiação emitida pelo material.
c) a contaminação radioativa do material não se prolifera da mesma forma que as infecções por microrganismos.
d) o material irradiado emite radiação de intensidade abaixo daquela que ofereceria risco à saúde.
e) o intervalo de tempo após a esterilização é suficiente para que o material não emita mais radiação.

Leia o texto a seguir.

Pela 1ª vez, drogas contra intoxicação radioativa alcançam bons resultados. Remédios para tratar intoxicação por radiação devem ser aprovados nos próximos anos. Hoje não existe nenhuma terapia para o tratamento e a prevenção dos danos fisiológicos da radiação, cujo principal efeito é a produção de radicais livres. A radiação atinge as moléculas de água e oxigênio abundantes no organismo e produz os radicais livres, que ao reagir alteram diversas estruturas celulares. A maioria das novas drogas tem a finalidade de diminuir os estragos produzidos pelos radicais livres.

(*O Estado de S. Paulo*, 13.02.2012. Adaptado.)

2. (Unesp) Para mostrar os efeitos da exposição de células e tecidos do organismo a elevados níveis de radiação nuclear, um professor utilizou a figura de um pulmão humano e nela indicou o que pode ocorrer em consequência da ação de radicais livres.



O professor pediu aos seus alunos que o ajudassem a completar corretamente a figura, escolhendo um símbolo para representar a utilização da radiação nuclear nas posições assinaladas com os pontos de interrogação.

Para atender ao professor, os alunos devem escolher o símbolo:

a) , para informar que a radiação nuclear mata por asfixia.

b) , para avisar do perigo de choque elétrico, pois no local há eletricidade exposta.

c) , para indicar que se trata de processo que envolve o uso de substâncias radioativas.

d) , para informar que as substâncias utilizadas para gerar a radiação são recicláveis.

e) , para informar que a radiação nuclear é um processo que utiliza líquidos inflamáveis.

3. (Enem-MEC) Na música *Bye, bye, Brasil*, de Chico Buarque de Hollanda e Roberto Menescal, os versos

> "puseram uma usina no mar
> talvez fique ruim pra pescar"

poderiam estar se referindo à usina nuclear de Angra dos Reis, no litoral do Estado do Rio de Janeiro.

No caso de tratar-se dessa usina, em *funcionamento* normal, dificuldades para a pesca nas proximidades poderiam ser causadas pelo quê?

a) Pelo aquecimento das águas, utilizadas pela refrigeração da usina, que alteraria a fauna marinha.

b) Pela oxidação de equipamentos pesados e por detonações, que espantariam os peixes.

c) Pelos rejeitos radioativos lançados continuamente no mar, que provocariam a morte dos peixes.

d) Pela contaminação por metais pesados dos processos de enriquecimento do urânio.

e) Pelo vazamento de lixo atômico colocado em tonéis e lançado ao mar nas vizinhanças da usina.

4. (Enem-MEC) O funcionamento de uma usina nucleoelétrica típica baseia-se na liberação de energia resultante da divisão do núcleo de urânio em núcleos de menor massa, processo conhecido como fissão nuclear. Nesse processo, utiliza-se uma mistura de diferentes átomos de urânio, de forma a proporcionar uma concentração de apenas 4% de material físsil. Em bombas atômicas, são utilizadas concentrações acima de 20% de urânio físsil, cuja obtenção é trabalhosa, pois, na natureza, predomina o urânio não físsil.

Em grande parte do armamento nuclear hoje existente, utiliza-se, então, como alternativa, o plutônio, material físsil produzido por reações nucleares no interior do reator das usinas nucleoelétricas. Considerando-se essas informações, é *correto* afirmar que:

a) a disponibilidade do urânio na natureza está ameaçada devido à sua utilização em armas nucleares.

b) a proibição de se instalarem novas usinas nucleoelétricas não causará impacto na oferta mundial de energia.

c) a existência de usinas nucleoelétricas possibilita que um de seus subprodutos seja utilizado como material bélico.

d) a obtenção de grandes concentrações de urânio físsil é viabilizada em usinas nucleoelétricas.

e) a baixa concentração de urânio físsil em usinas nucleoelétricas impossibilita o desenvolvimento energético.

5. (UEPG-PR) A respeito da seguinte equação, assinale o que for correto.

$$^{235}_{92}U + {}^{0}_{1}n \rightarrow {}^{144}_{55}Cs + X + 2\ {}^{1}_{0}n + \text{energia}$$

01. A equação representa uma reação de fissão nuclear.
02. O átomo *X* resultante tem número atômico igual a 37.
04. Os nêutrons formados na reação podem atingir outros átomos, provocando uma reação em cadeia.
08. No procedimento representado na equação, núcleos de urânio são bombardeados por nêutrons, formando núcleos menores e liberando energia.

6. (UFG-GO) A datação arqueológica consiste na quantificação do carbono-14 ($^{14}C_6$), um isótopo radioativo do carbono, em um determinado corpo ou objeto em estudo. O $^{14}C_6$ é formado quando um nêutron proveniente dos raios cósmicos é capturado por um átomo de nitrogênio ($^{14}N_7$), expelindo um próton. O $^{14}C_6$ decai espontaneamente para $^{14}N_7$ com o tempo de meia-vida superior a 5 000 anos. Nesse processo de decaimento radioativo ocorre a emissão de:

a) partículas alfa. **c)** partículas gama. **e)** nêutrons.
b) partículas beta. **d)** prótons.

7. (UFPE) Uma possível sequência de reações que ocorrem em um reator nuclear é:

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{236}_{92}E \rightarrow {}^{92}_{36}G + {}^{A}_{Z}X + 3\,{}^{1}_{0}n$$

em que *E*, *G* e *X* são os símbolos hipotéticos dos elementos produzidos na sequência, *A* e *Z* são o número de massa e o número atômico do elemento *X*, respectivamente. Avalie as seguintes afirmativas sobre esta sequência.

( ) Esta sequência é conhecida por fusão nuclear.
( ) O valor de *A* é 143.
( ) O elemento *X* possui 56 prótons.
( ) Os elementos *U* e E são isóbaros.
( ) O elemento *G* possui 128 nêutrons.

8. (Acafe) No jornal *O Estado de S. Paulo*, de 30 de agosto de 2011, foi publicada uma reportagem sobre o acidente nuclear na usina Daiichi, em Fukushima, no Japão "[...] em 33 localidades havia um excesso de césio-137 de 1,48 milhão de becquerel por metro quadrado, [...]".

Com base no texto acima e nos conceitos sobre processos radioativos, analise as afirmações a seguir.

I. O césio-137 é um material radioativo com tempo de meia-vida curto e não apresenta risco à saúde das pessoas que moram na região afetada pelo acidente.
II. A partícula α possui estrutura semelhante ao núcleo do átomo de hélio.
III. Processos radioativos são essencialmente transformações nucleares, na qual núcleos instáveis emitem radiações.
IV. Becquerel é uma grandeza que mede a intensidade de radiação ou a atividade radioativa.

Assinale a alternativa correta.

a) Todas as afirmações estão corretas.
b) Apenas II e IV estão corretas.
c) Apenas a afirmação IIII está correta.
d) Apenas II, III e IV estão corretas.

9. (UFPR) A datação de objetos pode se basear em diversos métodos, sendo o método por radioisótopos, em especial carbono-14, um dos mais conhecidos e empregados para artefatos arqueológicos. Em estudos sobre o histórico de contaminação ambiental, que datam desde a Revolução Industrial, o radionuclídeo natural ^{210}Pb tem sido utilizado para se estimar a data de deposição de sedimentos contaminados em lagos e estuários. O ^{210}Pb possui tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) de 22,5 anos e é mais adequado para datação de eventos recentes que o ^{14}C, cujo $t_{1/2}$ = 5 730 anos. Acerca desse assunto:

a) Explique o que é tempo de meia-vida ($t_{1/2}$).
b) Considerando que o sedimento a ter sua data estimada apresenta atividade de ^{210}Pb equivalente a 12,5% da atividade no momento da deposição (t = 0), qual a idade do sedimento?

10. (UEPG-PR) Com relação aos processos radioativos, assinale o que for correto.

01) A fissão nuclear consiste na ruptura do núcleo de um átomo originando núcleos menores, com liberação de grande quantidade de energia.
02) A família do urânio é considerada uma família radioativa natural.
04) A equação $H + H \rightarrow He + n$ + energia representa um processo de fusão nuclear.
08) Houve uma transmutação do berílio em carbono na equação $Be + \alpha \rightarrow C + n$.

11. (UEPG-PR) Com relação aos processos de fusão e fissão nuclear, assinale o que for correto.

01) Fusão nuclear consiste na junção de núcleos pequenos formando núcleos maiores e liberando uma grande quantidade de energia.

02) Fissão nuclear é o processo de quebra de núcleos grandes em núcleos menores, liberando grande quantidade de energia.

04) A fusão nuclear exige grande quantidade de energia para ocorrer.

08) O processo de fissão nuclear é aproveitado pelo homem para a geração de energia elétrica a partir da energia nuclear em usinas termonucleares.

16) O processo de fusão nuclear ocorre naturalmente no Sol, onde a temperatura é suficientemente alta para que ocorra a fusão dos átomos de hidrogênio formando átomos mais pesados.

12. (Uel) Observe a figura ao lado e leia o texto a seguir.

Reprodução

O Lápis (✡), imagem celestial do ouro terreno, é produzido pela rotação dos elementos, na unificação do superior e do inferior, do fogo (Δ) e da água (∇).

> Empédocles propôs "quatro raízes para todas as coisas": a terra, a água, o ar e o fogo, formando assim os quatro elementos. Acredita-se que, na medida em que o homem manipula estas propriedades, é também possível alterar as estruturas elementares da matéria e transmutá-la. Encontrar a matéria-prima e trazê-la para a terra era a tarefa primordial do alquimista, através das repetidas transmutações dos elementos. Surgem dessa busca superior muitas tentativas analíticas de transformar outras substâncias em ouro.
>
> (Adaptado de: ROOB, Alexander. *O museu hermético*: alquimia e misticismo. New York: Taschen, 1997. p. 14-30.)

Com base no texto e nos conhecimentos sobre estrutura atômica e radiatividade, assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do texto a seguir.

Hoje, com a construção de aceleradores de partículas, é possível produzir artificialmente o ouro por meio de processos de _____ nuclear (também chamada de transmutação artificial).

Como exemplo deste processo, tem-se o _____ do núcleo de chumbo ($_{82}Pb^{207}$) por _____ resultando em ouro _____, lítio ($_{3}Li^{7}$) e liberando _____.

a) fissão / aquecimento / partículas alfa ($_{2}\alpha^{4}$) / ($_{80}Au^{199}$) / 5($_{0}n^{1}$) .

b) fissão / aquecimento / pósitrons ($_{0}n^{1}$) / ($_{79}Au^{197}$) / 3($_{-1}\beta^{0}$).

c) fissão / bombardeamento / nêutrons ($_{0}n^{1}$) / ($_{79}Au^{197}$) / 4($_{0}n^{1}$).

d) fusão / bombardeamento / partículas alfa ($_{2}\alpha^{4}$) / ($_{80}Au^{203}$) / $_{1}p^{1}$.

e) fusão / bombardeamento / nêutrons ($_{0}n^{1}$) / ($_{79}Au^{198}$) / 3($_{0}n^{1}$).

13. (UFPE) Elementos radioativos são muito utilizados em medicina para procedimentos de radioterapia, para realização de diagnósticos por imagens e para rastreamento de fármacos.

Um dos mais importantes radionuclídeos para geração de imagens é o $^{99}_{43}Tc$. Na radioterapia, podemos citar o uso de $^{131}_{53}I$ (emissor β com meia-vida de 8 dias) no tratamento de câncer da tireoide. Para realização de imagens da tireoide, por outro lado, o $^{123}_{53}I$ é frequentemente empregado. Com base nessas informações, analise as proposições a seguir, indicando V (verdadeira) ou F (falsa).

( ) Uma amostra contendo 10 g de $^{131}_{53}I$, após 16 dias conterá 5 g de $^{131}_{53}I$.

( ) Uma amostra contendo 10 g de $^{131}_{53}I$, após 8 dias, conterá 5 g de um nuclídeo com número atômico 54 e número de massa 131.

14. (UFPA) Uma das consequências do tsunami ocorrido no Japão foi a contaminação radioativa, como mostra o trecho retirado de uma notícia da época.

"Na segunda-feira foram detectados índices de iodo 131 e de césio 134, 126,7 e 24,8 vezes mais elevados, respectivamente, que os fixados pelo governo, em análises das águas do mar próximas de Fukushima, 250 km ao norte da megalópole de Tóquio e de seus 35 milhões de habitantes".

http://noticias.terra.com.br/mundo/asia/terremotonojapao/noticias de 22/03/2011.

Se uma amostra dessa água fosse coletada e isolada para acompanhar a atividade radioativa, seria correto afirmar que:
Dados: tempos de meia-vida ($t_{1/2}$)
césio 137 = 30 anos
iodo 131 = 8 dias

a) seriam necessários 744 anos para que a atividade devida ao césio 137 retornasse ao nível normal.

b) seriam necessários, para ambos os isótopos, entre seis e sete períodos de meia-vida para que os índices de um e outro ficassem próximos de 1% do valor inicial.

c) seriam necessários aproximadamente 3 anos para que a atividade devida ao iodo 131 retornasse ao nível normal.

d) o aquecimento da amostra aceleraria o decaimento radioativo de ambos os isótopos e assim haveria uma descontaminação mais rápida.

e) somente a contaminação por césio seria grave, devido ao seu maior tempo de meia-vida.

15. (Uel) Leia o texto a seguir.

A autenticidade do Santo Sudário, manto considerado sagrado pelos católicos, foi, muitas vezes, posta em dúvida. Recentemente, alguns estudos de laboratório parecem fornecer evidências de que a imagem no lençol não passava de uma fabricação feita para iludir os crentes ainda na Idade Média. Em 1988, pesquisadores tiveram acesso a retalhos do tecido e os submeteram ao exame de Carbono-14, constatando que o Santo Sudário foi criado entre 1260 e 1390. O Carbono-14 ($_6C^{14}$) é um isótopo radioativo presente em todos os seres vivos e, enquanto existir vida, a taxa de $_6C^{14}$ permanece constante. Após a morte, a quantidade de $_6C^{14}$ tende a diminuir pela metade a cada 5600 anos, pois ocorre a desintegração $_6C^{14} \rightarrow {}_7N_{14} + {}_{-1}\beta^0$.

(Adaptado de: *Veja*, Editora Abril, 2263. ed., ano 45, n. 14, 4 abr. 2012.)

Em relação ao processo de datação por meio do exame de Carbono-14, assinale a alternativa correta.

a) O nitrogênio $_7N^{14}$ proveniente da desintegração do $_6C^{14}$, presente no tecido, é um isóbaro do $_6C^{14}$ e possui 7 prótons e 7 nêutrons.

b) Na emissão de partículas $_{-1}\beta^0$ após 10 ciclos de meia-vida, a massa de $_6C^{14}$ permanece a mesma, portanto é inútil medir a massa do tecido como prova da sua idade.

c) A massa atômica do $_6C^{14}$ é a mesma do $_6C^{12}$, no entanto o átomo de $_6C^{14}$ faz duas ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio, o que permite sua identificação no tecido.

d) Decorridos 750 anos, a amostra radioativa de $_6C^{14}$ no tecido teve sua massa reduzida a 25% da inicial. Logo, transcorreram-se 4 períodos de meia-vida.

e) Se um contador Geiger acusa 12% do segundo período de meia-vida do $_6C^{14}$ presente no tecido, conclui-se que sua idade é de aproximadamente 660 anos.

16. (UFMT) No Abrigo Santa Elina, localizado no município de Jangada-MT, foram encontradas várias pinturas rupestres e fragmentos de ossos de bicho-preguiça gigante. Também foram encontrados restos de uma fogueira que apresentaram cerca de 3 ppb de ^{14}C. Considere que a atmosfera, os vegetais e os animais vivos apresentam um teor de ^{14}C de 10 ppb (ou 10 µg/kg) e que o tempo de meia-vida do ^{14}C é de aproximadamente 5600 anos (*vide* gráfico).
A partir dessas informações, julgue verdadeiro ou falso cada um dos itens seguintes:

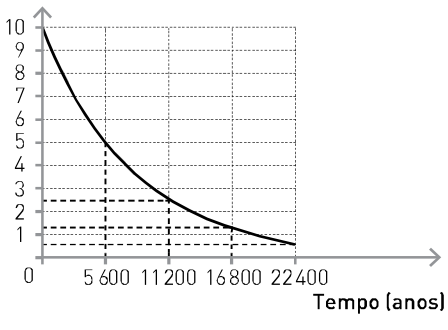
I. O $^{14}_{6}C$ apresenta uma relação nêutron/próton maior que 1 e adquire estabilidade pela emissão de partículas β^-.

II. O teor de ^{14}C em vegetais e animais mortos ou em produtos de sua transformação diminui pela metade a cada 2800 anos.

III. A idade dos restos da fogueira encontrados no Abrigo Santa Elina está entre 8400 e 11200 anos.

IV. Se a datação dos fragmentos de ossos da preguiça gigante for cerca de 12500 anos, seu teor de ^{14}C deverá ser inferior a 1 ppb.

Curva de decaimento radioativo do ^{14}C



17. (Unicamp-SP) O homem, na tentativa de melhor compreender os mistérios da vida, sempre lançou mão de seus conhecimentos científicos e/ou religiosos. A datação por carbono quatorze é um belo exemplo da preocupação do homem em atribuir idade aos objetos e datar os acontecimentos.

Em 1946 a Química forneceu as bases científicas para a datação de artefatos arqueológicos, usando o ^{14}C. Esse isótopo é produzido na atmosfera pela ação da radiação cósmica sobre o nitrogênio, sendo posteriormente transformado em dióxido de carbono. Os vegetais absorvem o dióxido de carbono e, através da cadeia alimentar, a proporção de ^{14}C nos organismos vivos mantém-se constante. Quando o organismo morre, a proporção de ^{14}C nele presente diminui, já que, em função do tempo, se transforma novamente em ^{14}N. Sabe-se que, a cada período de 5 730 anos, a quantidade de ^{14}C reduz-se à metade.

a) Qual o nome do processo natural pelo qual os vegetais incorporam o carbono?

b) Poderia um artefato de madeira, cujo teor determinado de ^{14}C corresponde a 25% daquele presente nos organismos vivos, ser oriundo de uma árvore cortada no período do Antigo Egito (3200 a.C. a 2300 a.C.)? Justifique sua resposta.

c) Se o ^{14}C e o ^{14}N são elementos diferentes que possuem o mesmo número de massa, aponte uma característica que os distingue.

18. (UPE) O carbono é encontrado em três formas isotópicas ${}_6C^{12}$, ${}_6C^{13}$ e ${}_6C^{14}$, com diferentes percentuais de abundância na natureza. O isótopo C-14 forma-se na alta atmosfera através da transmutação nuclear causada pela colisão de nêutrons cósmicos com átomos de nitrogênio presentes no ar. A incorporação do carbono-14 à atmosfera se dá na forma de CO_2 (g). Através do processo de fotossíntese, os átomos de C^{14} passam a fazer parte dos seres vivos. Descobriu-se que, com a mesma velocidade com que o C^{14} se forma na alta atmosfera, desintegra-se por meio de decaimento radioativo:

$$^{14}_{6}C \rightarrow X + {}^{14}_{7}N \qquad t_{\frac{1}{2}} = 5\,730 \text{ anos}$$

Assinale a alternativa *incorreta*.

a) *X* representa ${}_{-1}\beta^0$.

b) O C^{14} é utilizado para datação de fósseis.

c) Um ser fossilizado cujo teor de C^{14} corresponde a 6,25% da quantidade que havia quando estava vivo indica que sua idade deverá ser em torno de 22 920 anos.

d) A configuração eletrônica para cada um dos três isótopos do carbono será diferente.

e) A radioatividade é utilizada na medicina, especialmente no combate a células cancerosas.

RESPOSTAS

Capítulo 18

P. 342 Exercícios fundamentais

1. O_2 e H_2O.
2. Não está enferrujada. Para formar a ferrugem, é necessária a presença de H_2O e O_2. Dependendo do método de armazenagem (embalagem), podem ser retirados H_2O ou O_2, ou ambos, evitando a formação da ferrugem.
3. A umedecida, porque a velocidade de uma reação depende da concentração dos reagentes, neste caso H_2O e O_2.
4. Zn, Mg.
5. e

P. 343 Testando seu conhecimento

1. Oxidação de Fe; redução de O_2
2. Potencial de oxidação e potencial de redução, respectivamente.
3. $2\,Fe\,(s) + O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \longrightarrow 2\,Fe^{2+}\,(aq) + 4\,OH^-\,(aq)$
4. Os metais Cr e Zn podem proteger o Fe, pois se oxidam mais facilmente do que este.
5. b
6. b
7. e

P. 345 Aprofundando seu conhecimento

1. Corretas: 02, 04 e 32.
2. d
3. Corretas: 02 e 08.
4. Zinco
5. **a)** Mg e Zn, pois se oxidam mais facilmente.
   b) $\Delta E = +1{,}93\ V$
   c) $Mg + Fe^{2+} \rightarrow Fe + Mg^{2+}$
6. e
7. e
8. **a)** $V_{oxigênio} = 20\%$
   b) m = 0,16 g de Fe
   c) Semirreações de oxidação e redução:
   Oxidação do ferro: $Fe\,(s) \rightarrow Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$
   Redução do oxigênio: $O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-\,(aq)$
   Potencial da reação: $E^0_{oxidação} + E^0_{redução} = +0{,}44 + +0{,}40 \rightarrow +0{,}84\ V$.
9. e

Capítulo 19

P. 358 Exercícios fundamentais

1. Oxidação.
2. Redução.
3. Zn: agente redutor; HgO: agente oxidante.
4. $Zn + HgO + H_2O \rightleftharpoons Hg\,(\ell) + Zn^{2+} + 2\,OH^-$
5. $\Delta E = +1{,}61\ V$
6. Zn
7. Zn diminui; HgO diminui; Hg aumenta; OH^- aumenta.
8. Oxidação.
9. Redução.
10. Ânodo.
11. Cátodo.
12. Correta, pois ocorre do menor E_{red} para o maior E_{red}.
13. $2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$ $\quad \Delta E = 1{,}23\ V$
14. Oxidação.
15. Redução.
16. Pb.
17. PbO_2.
18. Diminui.
19. Aumenta.
20. Diminui.
21. Redução.
22. Aumenta.

P. 359 Testando seu conhecimento

1. $Ag_2O\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) + Zn\,(s) \longrightarrow 2\,Ag\,(s) + Zn^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$ $\quad \Delta E = 1{,}13\ V$
2. Ânodo: Zn
3. Cátodo: Ag_2O
4. Eletrodo de Ag_2O
5. Eletrodo de Zn
6. Verdadeiros: III, IV.
7. e
8. **a)** Eletrodo $\oplus = O_2$
   (ocorre redução)
   b) $\Delta E = +1{,}23\ V$
9. 20
10. c

P. 361 Aprofundando seu conhecimento

1. Reação global:

$Cd\ (s) + NiO_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow Cd(OH)_2\ (aq) + Ni(OH)_2\ (aq)$

Reação anódica: $Cd\ (s) + 2\ OH^-\ (aq) \rightarrow Cd(OH)_2\ (aq) + 2\ e^-$

2. Corretas: 01, 16 e 64.

3. b

4. a

5. **a)** $Cd\ (s) + 2\ Ni(OH)_3\ (s) \rightarrow Cd(OH)_2\ (s) + 2\ Ni(OH)_2\ (s) + 2\ H_2O$

b) Sendo o ΔE constante, as concentrações iônicas também serão constantes.

c) $2\ Ni(OH)_3\ (s) + 2\ NiH\ (s) \rightarrow 2\ Ni\ (s) + 2\ Ni(OH)_2\ (s) + 2\ H_2O$

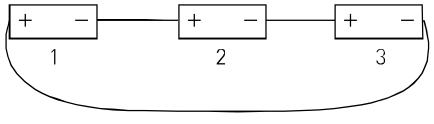
6. **a)** $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2\ e^-$

$PbO_2 + 4\ H^+ + SO_4^{2-} + 2\ e^- \rightarrow PbSO_4 + 2\ H_2O$

b) Negativo: Pb

Positivo: PbO_2

c)



Fem = 2 V para cada bateria

d) $2\ PbSO_4 + 2\ H_2O \rightarrow Pb + PbO_2 + 4\ H^+ + 2\ SO_4^{2-}$

7. Célula alcalina: $\Delta E = 1{,}23$ V; célula de ácido fosfórico: $\Delta E = 1{,}23$ V.

8. b

9. c

10. **a)** As semirreações podem ser representadas pelas equações:

oxidação ânodo ⊖ $\left\{ C_2H_5OH + 3\ H_2O \rightarrow 2\ CO_2 + 12\ H^+ + 12\ e^- \right.$

$-2 \xrightarrow[\Delta = 6]{\text{oxidação}} +4$

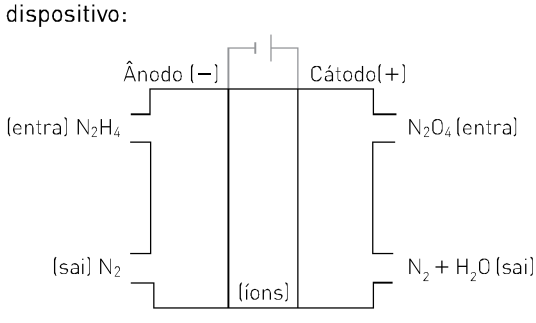
redução cátodo ⊕ $\left\{ O_2 + 4\ e^- + 4\ H^+ \rightarrow 2\ H_2O \right.$

$0 \xrightarrow[\Delta = 2]{\text{redução}} -2$

b) Os elétrons migram do polo em que há etanol para o polo onde há oxigênio.

11. a

12. **a)** Esquematicamente, poderíamos ter o seguinte dispositivo:



b) Semirreação anódica:

$2\ N_2H_4\ (\ell) + 8\ OH^-\ (aq) \rightarrow 8\ e^- + 2\ N_2\ (g) + 8\ H_2O\ (g)$

Semirreação catódica:

$N_2O_4\ (\ell) + 8\ H^+\ (aq) + 8\ e^- \rightarrow N_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g)$

13. $N_2H_4 + H_2O\ (\ell) + O_2\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell)$

-2 zero

oxidação

Capítulo 20

P. 373 Exercícios fundamentais

1. Cátodo.

2. Redução.

3. $Pb^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Pb$

4. Ânodo.

5. Oxidação.

6. $2\ Br^- \rightarrow Br_2\ (\ell) + 2\ e^-$

7. $Pb^{2+}\ (\ell) + 2\ Br^-\ (\ell) \rightarrow Pb\ (s) + Br_2\ (\ell)$

8. H^+, Ca^{2+}

9. H^+

10. $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g)$

11. OH^-, NO_3^-

12. OH^-

13. $2\ OH^- \rightarrow H_2O + \frac{1}{2}\ O_2 + 2\ e^-$

14. Mais concentrada.

P. 374 Testando seu conhecimento

1. b

2. d

3. d

4. **a)** $KI\ (s) \xrightarrow{\Delta} K^+ + I^-$

polo ⊕ ânodo $\{2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$

polo ⊖ cátodo $\{K^+ + e^- \rightarrow K^0$

b) $NiC\ell_2\ (s) \xrightarrow{\Delta} Ni^{2+} + 2\ C\ell^-$

⊕ $\{2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

⊖ $\{Ni^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ni\ (s)$

5. c

6. c

7. **a)** F

b) V

c) F

d) F

e) V

8. **a)** $CuBr_2 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + 2\ Br^-$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

ânodo ⊕ $\{\ 2\ Br^- \rightarrow \underset{\text{bromo}}{Br_2} + 2\ e^-$

cátodo ⊖ $\{\ Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow \underset{\text{cobre metálico}}{Cu^0}$

b) $AgNO_3 \xrightarrow{H_2O} Ag^+ + NO_3^-$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

$\oplus \{ 2\ OH^- \rightarrow \frac{1}{2}\ O_2 + H_2O + 2\ e^-$

$\ominus \{ Ag^+ + e^- \rightarrow Ag^0$

c) $CaC\ell_2\ (s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\ C\ell^-$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

$\oplus \{ 2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

$\ominus \{ 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$

d) $Na_2SO_4\ (s) \xrightarrow{H_2O} 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

$\oplus \{ 2\ OH^- \rightarrow \frac{1}{2}\ O_2 + H_2O + 2\ e^-$

$\ominus \{ 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$

9. c

10. b

11. d

12. a

13. e

14. d

15. **a)** Tubo I = H_2; tubo II = O_2.

b) Polo − (cátodo) redução.

c) Para uma mesma corrente elétrica:

tubo I — $4\ H_2O + \boxed{4\ e^-} \rightarrow 4\ OH^- + 2\ H_2\ (g)$

tubo II — $2\ H_2O \rightarrow 4\ H^+ + O_2\ (g) + \boxed{4\ e^-}$

são produzidos $\begin{cases} 2 \text{ mol de } H_2 = 4 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de } O_2 = 32 \text{ g} \end{cases}$

P. 376 Aprofundando seu conhecimento

1. Corretas: (1-1) e (4-4)

2. d

3. d

4. d

5. Corretas: 01 e 08.

6. **a)** $\begin{cases} \text{polo} \ominus \text{ (cátodo) redução} = Ni\ (s) \\ \text{polo} \oplus \text{ (ânodo) oxidação} = C\ell_2\ (g) \end{cases}$

b) O ΔE mínimo deve ser +1,60 V. A reação $2\ C\ell^- + Ni^{2+} \rightarrow Ni + C\ell_2$ não é espontânea e, portanto, deve ser forçada. Para que isso seja possível, o gerador deve fornecer no mínimo 1,60 V.

$Ni + C\ell_2 \underset{\text{não espont.}}{\overset{\text{espont.}}{\rightleftharpoons}} Ni^{2+} + 2\ C\ell^- \quad \Delta E = +1{,}60\ V$

7. e **8.** e

9. **a)** Se o fluxo de elétrons for o inverso, o processo deixa de ser espontâneo.

b) Oxidante: Ag^+, que se reduz , obrigando o Fe^{2+} a se oxidar.

10. c

11. **a)** Teremos:

Ânodo (+): $H_2O\ (\ell) \rightarrow \frac{1}{2}\ O_2\ (g) + \cancel{2\ e^-} + 2\ H^+\ (aq)$

Cátodo (−): $2\ H_2O\ (\ell) + \cancel{2\ e^-} \rightarrow H_2\ (g) + 2\ OH^-\ (aq)$

$\cancel{3}\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) + \underbrace{2\ H^+\ (aq) + 2\ OH^-}_{\cancel{2\ H_2O\ (\ell)}}$

$H_2O\ (\ell) \xrightarrow[\text{global}]{\text{célula}} H_2\ (g)\ (\text{tubo 2}) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)\ (\text{tubo 1})$

18 g ——— 22,4 L ——— $\frac{22{,}4}{2}$ L (11,2 L)

36 g ——— 44,8 L ——— 22,4 L

b) Equação da reação química da combustão do gás hidrogênio: $H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell)$.

12. Reação global da eletrólise

$CO(NH_2)_2 + H_2O \rightarrow 3\ H_2 + N_2 + CO_2$

A distância percorrida pelo ônibus corresponde a 200 km.

Capítulo 21

P. 383 Exercícios fundamentais

1.

$Ag^+ + 1\ e^- \longrightarrow Ag$ $\qquad x = 9{,}65 \cdot 10^4\ C = 96\,500\ C$

1 mol ___ 1 mol $\qquad y = 216\ g$

$x = 9{,}65 \cdot 10^4\ C$ ___ 1 mol

$x = 9{,}65 \cdot 10^4\ C$ ___ 108 g

193 000 C ___ y

$y = 216\ g$

2. $Q = i \cdot t$

$Q = 1\,000 \cdot 0{,}965 \Rightarrow Q = 965\ C$

3. $Ag^+ + 1\ e^- \longrightarrow Ag$

96 500 C ___ 108 g

965 C ___ m

$m = 1{,}08\ g$

P. 383 Testando seu conhecimento

1. 1,38 g

2. $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cu^0$

Massa depositada: 31,75 g

3. 1,13 h

4. Ni: 2,35 g; Cu: 2,54 g

5. I. $\begin{cases} Au^{4+} + 4\,e^- \rightarrow Au \\ Cr^{3+} + 3\,e^- \rightarrow Cr \end{cases}$

II. 16,32 minutos

6. b

7. V = 0,56 L de H_2

8. **a)** Aproximadamente 2,8 mg

b) Corrente de $1{,}9 \cdot 10^{-13}$ A

P. 385 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2. c

3. d

4. **a)** $\Delta E = 1{,}56$ V

b) m = 0,145 g

5. b

6. b

7. i = 2,00 A

8. Corretas: 01, 02, 08 e 16

9. 12,41 dias

10. $V_{C\ell_2\,(g)} = 50$ L

11. **a)** De acordo com a figura fornecida, verifica-se que o zinco se torna um eletrodo positivo ou negativo, de acordo com os terminais da bateria.

Na placa de zinco acoplada ao polo negativo da bateria, teremos aumento de massa:

$(-)\ Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn\,(s)$ (redução)

Na placa de zinco acoplada ao polo positivo da bateria, teremos diminuição de massa:

$(+)\ Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$ (oxidação)

b) $n = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mols e^-

c) A carga de um elétron corresponde a $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ coulomb.

12. Sabe-se que:

$1{,}23\ V > -0{,}26\ V$

Então:

$4\,e^- + O_2\,(g) + 4\,H^+ \rightarrow 2\,H_2O$ (cátodo)

$2\,Ni\,(s) \rightarrow 2\,Ni^{2+} + 4\,e^-$ (ânodo)

1 h = 3 600 s; 1 F = 96 500 C

$Q = i \cdot t = 4{,}0\ A \cdot 36\,000\ s = (4{,}0 \cdot 3\,600)\ C$

$Ni\,(s) \rightarrow Ni^{2+} + 2\,e^-$

$58{,}7\ g \text{ ——— } 2 \cdot 96\,500\ C$

$m_{Ni} \text{ ——— } (4{,}0 \cdot 3\,600)\ C$

$m_{Ni} = 4{,}3796 = 4{,}38\ g$

$4\,e^- + O_2\,(g) + 4\,H^+ \rightarrow 2\,H_2O$

$4\ mols\ e^- \text{ ——— } 1\ mol\ O_2$

$4 \cdot 96\,500\ C \text{ ——— } 32\ g$

$(4{,}0 \cdot 3\,600)\ C \text{ ——— } m_{O_2}$

$m_{O_2} = 1{,}19378 = 1{,}19\ g$

13. c

14. O material pode absorver uma quantidade de carga correspondente à quantidade de $2{,}59 \cdot 10^{-3}$ mol de Li^+.

15. **a)** A descarga total da bateria é 0,05625 mol de elétrons.

b) 9 horas e 15 minutos.

P. 390 Complemento

1. c

2. ⊖ cátodo: $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$; ⊕ ânodo: $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$.

3. c

4. Resposta pessoal.

5. a

6. d

7. e

8. d

9. e

10. d

11. **a)** Eletrodo A, no qual ocorre a redução (cátodo): $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$.

b) Não ocorre variação na concentração de $Cu^{2+}\,(aq)$, portanto a cor não se altera.

12. **a)** $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\,Cu + SO_2$

b) $\underbrace{Cu^{2+}}_{\text{polo } \oplus} + 2\,e^- \rightarrow \underbrace{Cu}_{\text{polo } \ominus}$

c) Na cela eletrolítica, os íons Cu^{2+} movem-se para o polo ⊖ e os íons SO_4^{2-} movem-se para o polo ⊕.

13. b

14. **a)** Sim.

$Ni^0\,(s) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$ $\quad E^0 = +0{,}23$ V

$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu^0\,(s)$ $\quad E^0 = +0{,}34$ V

$Ni^0\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + Cu^0\,(s)$ $\quad \Delta E = 0{,}57$ V

Como $\Delta E > 0$, o processo é espontâneo.

b) Não.

$2\,Ag\,(s) \rightarrow 2\,Ag^+ + 2\,e^-$ $\quad E^0 = -0{,}80$ V

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0\,(s)$ $\quad E^0 = +0{,}34$ V

$2\,Ag\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow 2\,Ag^+ + Cu^0\,(s)$ $\quad \Delta E = -0{,}46$ V

c) Oxidação: $Cu^0\,(s) \rightarrow Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$;

redução: $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0\,(s)$.

15. **a)** Falso.

b) Falso.

c) Verdadeiro.

d) Verdadeiro.

16. a) Falso.
b) Verdadeiro.
c) Verdadeiro.
d) Falso·

17. Verdadeiros: 01 e 16; falsos: 02, 04, 08 e 32.

Capítulo 22

P. 401 Exercícios fundamentais

1. Au, Ag, Pt, Cu, Hg.

2. I. $HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2$
II. $Ag_2S + O_2 \rightarrow 2\,Ag + SO_2$
III. $PbS + O_2 \rightarrow Pb + SO_2$
IV. $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\,Cu + SO_2$

3. X = Fe; Y = CO_2.

4. Fe_2O_3 e $A\ell_2O_3 \cdot x\,H_2O$ ou $A\ell_2O_3$.

5. I – D; II – C; III – A; IV – B.

6. $C\ell_2 + H_2O \rightarrow \underset{\text{ácido hipocloroso}}{HC\ell O} + \underset{\text{ácido clorídico}}{HC\ell}$

P. 402 Testando seu conhecimento

1. b

2. c

3. c

4. d

5. c

6. e

7. d

8. a) $4\,A\ell + 3\,O_2 \rightarrow 2\,A\ell_2O_3$
b) 7,2 g
c) 26,6 g

9. a) Falso.
b) Verdadeiro.
c) Falso.
d) Verdadeiro.

10. d

11. a

12. a) X = $MgCO_3$; Y = MgO; Z = $C\ell_2$
b) $Mg(OH)_2\,(s) + CO_2\,(g) \rightarrow MgCO_3\,(s) + H_2O\,(\ell)$
Não é uma oxirredução, pois não houve variação do nox em nenhum elemento.

13. e

14. e

15. b

16. a) Verdadeiro.
b) Falso.
c) Falso.
d) Verdadeiro.
e) Falso.

P. 404 Aprofundando seu conhecimento

1. b **2.** e **3.** c

4. Hematita: Fe_2O_3; $Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$

5. Corretos: a, c, d, e.

6. a) $A\ell_2O_3 + 2\,NaOH + 3\,H_2O \rightarrow 2\,NaA\ell(OH)_4$
b) No tratamento com $HC\ell$ (aq) concentrado, seriam solubilizados Fe_2O_3, que é óxido básico, e $A\ell_2O_3$, que é óxido anfótero: $Fe_2O_3 + 6\,HC\ell \rightarrow 2\,FeC\ell_3 + 3\,H_2O$.
$A\ell_2O_3 + 6\,HC\ell \rightarrow 2\,A\ell C\ell_3 + 3\,H_2O$
c) Utilizando várias cubas eletrolíticas ligadas em série, a corrente que atravessa cada cuba será a mesma. Para uma massa total de alumínio produzida (em todas as cubas juntas) igual a *m* ($A\ell$), temos:
n cubas $\xrightarrow{\text{corrente}}$ I $\rightarrow$ m ($A\ell$) 1 cuba $\xrightarrow{\text{corrente}}$ n · I $\rightarrow$ m ($A\ell$)
Em uma única cuba devemos utilizar uma corrente de n · I para produzir a mesma quantidade de alumínio.

7. a) produção de 27 g de $A\ell$ ——— 297 kJ
reciclagem de 27 g de $A\ell$ ——— 26,1 kJ
Economia de 270,9 kJ a cada 27 g de $A\ell$ reciclado.
27 g de $A\ell$ ——— 270,9 kJ
$135 \cdot 10^3$ g de $A\ell$ ——— economia
economia = 1 354 500 kJ
b) Não, o H^+ tem maior E^0_{red} que o $A\ell^{3+}$, portanto o H^+ reduz-se preferencialmente.
c) +3

8. Correta: (2-2).

9. e **10.** c

11. a) $Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq) \rightarrow Mg(OH)_2\,(s)$
$Mg(OH)_2\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow MgC\ell_2\,(aq) + 2\,H_2O$
b) Cátodo: $Mg^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Mg$; ânodo: $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$.

12. b, d, e.

13. a) Sim, porque o líquido vendido é solução aquosa de hipoclorito ($C\ell O^-$), e não cloro gasoso.
b) $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$ (ânodo); $2\,H_2O + 2\,e^- \rightarrow H_2 + 2\,(OH^-)$ (cátodo)

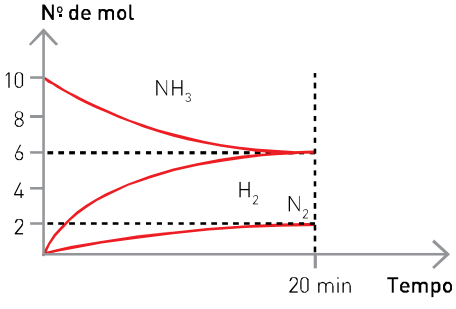
14. a) A: O_2; B: $C\ell_2$; C: N_2.
b) $Fe + C\ell_2 \rightarrow FeC\ell_2$

15. e

16. 01 + 02 + 04 + 08 + 16 + 32 = 63

Capítulo 23

P. 416 Exercícios fundamentais

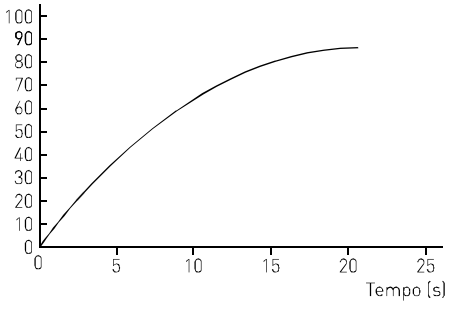
1. O_3 = curva decrescente; O_2 = curva crescente.
2. Não, ainda não existe O_3.
3. x = 10; y = 6; z = 4.
4. I. 4 mol/h II. 2 mol/h III. 3 mol/h
5. a = 0; b = 6 mol; c = 9 mol.
6. I. 6 mol/h II. 3 mol/h III. 4,5 mol/h
7. 1,5 mol/h
8. a = 0; b = 0; c = 4 mol; d = 2 mol; e = 6 mol; f = 2 mol; g = 6 mol.
9. 

10. V_{NH_3} = 0,2 mol/min; V_{N_2} = 0,1 mol/min; V_{H_2} = 0,3 mol/min
11. V_m = 0,1 mol/min

P. 417 Testando seu conhecimento

1. e
2. d
3. a
4. b
5. b
6. a
7. b
8. c
9. b
10. c
11. 04 + 16 + 64 = 84
12. c

P. 420 Aprofundando seu conhecimento

1. e
2. b
3. b
4. Correta: 2; incorretas: 1, 3 e 4.
5. d
6. a) V_{NH_2} = 0,5 mol · L^{-1} · min^{-1}
   b) 10 mol/L
7. a) 14 500 kJ
   b) 250 L
   c) 0,4 mol/min
8. 2 400 L · s^{-1}
9. a) [AB] · 10^{-6} mol/L


   b) $V_{média}$ = 2,175 · 10^{-6} mol · L^{-1} · s^{-1}
10. a) A partir do gráfico, observa-se que a maior variação de massa ocorre para a concentração de 0,06 g/mL de iodo. Consequentemente, a reação mais rápida ocorre nessa concentração.

    Analogamente, a reação mais lenta ocorre na concentração de 0,02 g/mL, onde se encontra menor variação de massa e o número de colisões efetivas é menor.

    b) Velocidade = 0,00167 g/min
    c) Dipolo induzido
11. a
12. e
13. V_{H_2} = 5,1 · 10^{-5} mol/s

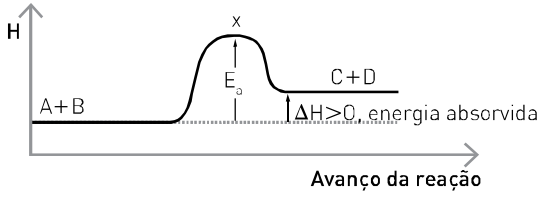
Capítulo 24

P. 429 Exercícios fundamentais

1. II
2. 0 kJ
3. 40 kJ
4. 40 kcal
5. Endotérmica.
6. 60 kJ

7. Exotérmica.
8. −30 kJ
9. 40 kJ
10. Endotérmica.
11. 30 kJ
12. 70 kJ

P. 430 Testando seu conhecimento

1. a
2. d
3. d
4. d
5. 40 kcal
6. 

7. c

P. 431 Aprofundando seu conhecimento

1. b
2. a
3. b
4. a
5. d
6. b
7. d
8. c
9. a

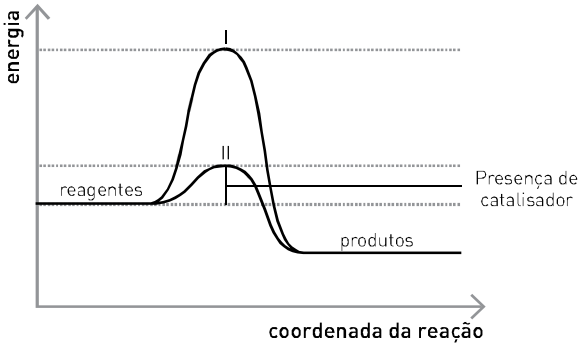
Capítulo 25

P. 440 Exercícios fundamentais

1. Maior superfície de contato.
2. O volume de gás obtido é o mesmo, pois a quantidade de reagentes foi a mesma.
3. A: casca triturada; B: casca inteira.
4. Nos dois experimentos, pois em ambos o magnésio foi totalmente consumido.
5. No experimento X.
6. Não, a quantidade de gás nesses experimentos depende da quantidade de magnésio consumido, que foi a mesma.
7. X; maior temperatura.
8. A: experimento X; B: experimento Y.
9. A: $C\ell^-$; B: Mg^{2+}; C: H^+.
10. $Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$
11. 20 s → 0,2 mol/L; 30 s → 0,1 mol/L; 60 s → 0,05 mol/L.
12. Igual volume nos três experimentos.
13. Não restou zinco em nenhum experimento.
14. A: experimento II; B: experimento I; C: experimento III.
15. Y
16. Exotérmica.
17. 40 kJ
18. 15 kJ
19. $\Delta H = -30$ kJ
20. Endotérmica.
21. 70 kJ
22. 45 kJ
23. $\Delta H = +30$ kJ

P. 443 Testando seu conhecimento

1. e
2. c
3. a
4. b
5. c
6. d
7. O catalisador diminui a energia de ativação do sistema, pois altera o "caminho" da reação. Logo, a curva II representa a reação na presença de catalisador. O valor da variação de entalpia (ΔH) permanece constante.



8. c
9. b
10. b

11. b

12. d

13. d

14. b

15. a

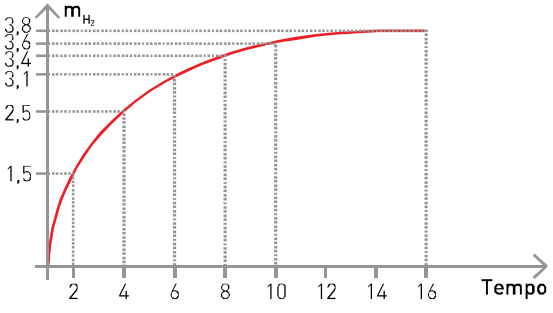
P. 447 Aprofundando seu conhecimento

1. a

2. c

3. **a)** $Mg\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow MgC\ell_2\,(aq) + H_2\,(g)$

b)



c) A velocidade diminui com o passar do tempo.

d)

Iríamos obter a mesma massa em um tempo menor.

4. a

5. e

6. a

7. b

8. c

9. Reação sem catalisador: $2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3$ (uma etapa).

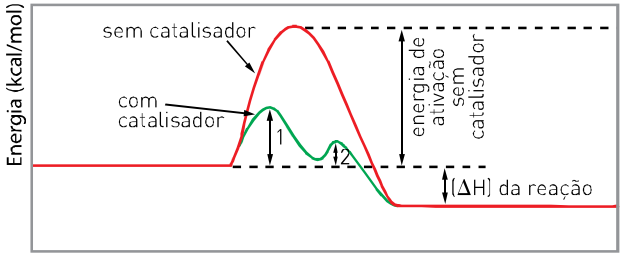
Reação com catalisador:

$2\,SO_2 + \cancel{2\,NO_2} \rightarrow 2\,SO_3 + 2\,NO$ (1ª etapa)

$\cancel{2\,NO} + O_2 \rightarrow \cancel{2\,NO_2}$ (2ª etapa)

$2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3$

A presença de catalisador abaixa a energia de ativação e, por isso, aumenta a velocidade da reação.



(1) representa a energia de ativação da 1ª etapa.

(2) representa a energia de ativação da 2ª etapa.

Como 1 > 2, a 1ª etapa é a etapa lenta, e a 2ª etapa é a etapa rápida.

10. Corretas: 01, 08 e 32.

11. d

12. e

13. c

14. d

15. **a)** $1\,MnO_2\,(s) + 4\,HC\ell\,(aq) \rightarrow 1\,MnC\ell_2\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell) + 1\,C\ell_2\,(g)$

b) A velocidade não se altera.

c) Considerando uma reação de primeira ordem para $HC\ell$, o volume de $C\ell_2$ será de 4 mL.

Capítulo 26

P. 463 Exercícios fundamentais

1. $V = k[A]$

2. $k = 0{,}2\ min^{-1}$

3. $V = 0{,}1\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

4. $T_{\frac{1}{2}} = 2$ horas.

5. $V = k[A]^2[B]^0$ ou $V = k[A]^2$

6. $V = k[X]^3[Y]^1$

7. I. B → C; maior energia de ativação.

II. Exotérmica.

P. 464 Testando seu conhecimento

1. **a)** $V = k[HC\ell]^2$

b) $V = k[H_2][I_2]$

c) $V = k[CO]^2[O_2]$

d) $V = k[NH_3]^2$

e) $V = k[N_2][H_2]^3$

2. $V = k[CO]^2[O_2]$

3. 2ª ordem

4. 1ª ordem

5. $V_f = 4\,V_i$

6. $V_f = 2\,V_i$

7. $V_f = 8\,V_i$

8. **a)** $V = k[NO_2] \cdot [O_3]$

b) Em relação ao NO_2 = 1ª ordem; $V_f = 2\,V_i$.

9. **a)** Etapa lenta.

b) $V = k[HOOH] \cdot [I^-]$

10. Etapa de maior energia de ativação = etapa lenta (II → III); $HCOOH + 2\,H_2 \rightarrow H_2CO + H_2O + H_2$.

11. c

12. e

13. a

14. a

15. c

16. b

17. c

18. e

19. Corretas: 01, 02 e 08.

20. H_2 = ordem 1

NO = ordem 2

$k = 3\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

21. d

P. 467 Aprofundando seu conhecimento

1. $V = k\,[A]^2 \cdot [B]$

2. Maior velocidade em Y.

W	$V = k\,[2]^2 \cdot [3]$	$V = k \cdot 12$
X	$V = k\,[2]^2 \cdot [4]$	$V = k \cdot 16$
Y	$V = k\,[3]^2 \cdot [2]$	$V = k \cdot 18$
Z	$V = k\,[5]^2 \cdot 0$	$V =$ *zero*

3. No recipiente Z não ocorre reação, pois não existe um reagente. Entre os recipientes onde a reação ocorre, a de menor rapidez é a do recipiente W.

4. Não ocorre em Z, pois não existe o reagente B.

5. No recipiente de 2,0 L, a velocidade será menor.

$$V = 1\,L \quad V = k \cdot 12$$

$$V = 2\,L \begin{cases} V' = k\left[\frac{2}{2}\right]^2 \cdot \left[\frac{4}{2}\right] \\ V' = k\,[1]^2 \cdot [2] \\ V' = k \cdot 2 \end{cases}$$

6. Sempre que a temperatura aumenta, a rapidez da reação aumenta.

7. Duplicar a concentração de B.

$V = k\,[2]^2 \cdot [8] \Rightarrow V = k \cdot 32$.

8. Corretos: (0-0), (2-2) e (3-3).

9. c

10. a

11. Corretas: 01, 04 e 08.

12. **a)** reação global $NO_2\,(g) + CO\,(g) \rightarrow NO\,(g) + CO_2\,(g)$

$V = k[NO_2]^2$

b) I. Falsa. Pelo gráfico, observa-se que a energia potencial dos produtos (H_p) é menor do que a energia potencial dos reagentes (H_r). Logo, a reação é exotérmica ($\Delta H < 0$).

II. Falsa. O catalisador não aumenta o rendimento; simplesmente diminui o tempo para estabelecer o equilíbrio.

13. **a)** A etapa de maior energia da ativação (*a*) é a determinante da velocidade, sendo esta a etapa lenta.

b) $\Delta H = +35\ kJ$

c) $\Delta H = -35\ kJ$

14. F — F — V — F — V

15. d

16. d

17. c

18. c

19. Corretas: 01, 02, 04 e 08.

20. c

21. c

22. $V = k[C_{12}H_{22}O_{11}]$

$$k = \frac{V}{[C_{12}H_{22}O_{11}]}$$

$$k = \frac{2{,}5 \cdot 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1} \cdot h^{-1}}{0{,}5\ mol \cdot L^{-1}} = 5{,}0 \cdot 10^{-6}\ h^{-1}$$

23. **a)** Experimento 1:

$v_1 = 5{,}0 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

Experimento 2:

$v_2 = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

Experimento 3:

$v_3 = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

Experimento 4:

$v_4 = 5{,}0 \cdot 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

b) A velocidade da reação não depende da concentração de Br_2 (bromo).

24. c

25. **a)** $2\ KI\ (aq) + K_2S_2O_8\ (aq) \rightarrow 2\ K_2SO_4\ (aq) + I_2\ (s)$

b)

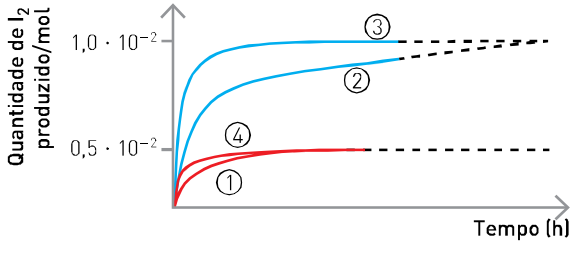
Experiência	Volume (mL) de solução-estoque de iodeto de potássio	Volume (mL) de solução-estoque de persulfato de potássio	Volume (mL) de água
1	25	25	950
2	50	25	925
3	50	50	900
4	25	25	950

c) A maior quantidade de produto (I_2) será obtida ao se utilizarem as maiores concentrações dos reagentes, o que ocorre nos experimentos 2 e 3. Do ponto de vista cinético, o experimento 3 ocorre com maior velocidade do que o 2, pois as concentrações dos reagentes são as maiores.

Nos experimentos 1 e 4, teremos uma mesma quantidade de I_2 produzido, porém em quantidades menores do que as formadas no experimentos 2 e 3.

Do ponto de vista cinético, o experimento 4 ocorre com maior velocidade, já que nele a temperatura é maior do que em 1.

No diagrama (gráfico), temos:



26. **a)** H_2O_2: 1ª ordem; H^+: 1ª ordem; Br^-: 1ª ordem

b) A velocidade aumenta nos dois casos.

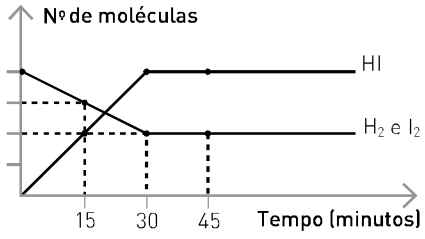
Capítulo 27

P. 482 Exercícios fundamentais

1. 30 minutos

2. $K_c = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

3.



4. III.

5. I. $K_c = \dfrac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$

II. $K_c = \dfrac{[PC\ell_3] \cdot [C\ell_2]}{[PC\ell_5]}$

III. $K_c = \dfrac{[\text{éster}] \cdot [\text{água}]}{[\text{ácido}] \cdot [\text{álcool}]}$

IV. $K_c = \dfrac{[H_2O]^2 \cdot [C\ell_2]^2}{[HC\ell]^4 \cdot [O_2]}$

V. $K_c = \dfrac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$

VI. $K_c = \dfrac{[Mg^{2+}] \cdot [H_2]}{[H^+]^2}$

Homogêneos: I, II, III e IV. Heterogêneos: V e VI.

6. $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$

7. **a)** $K_c = \dfrac{[N_2] \cdot [H_2]^3}{[NH_3]^2}$ $\quad K_p = \dfrac{(P_{N_2}) \cdot (P_{H_2})^3}{(P_{NH_3})^2}$, homogêneo

b) $K_c = \dfrac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$ $\quad K_p = \dfrac{(P_{H_2})^4}{(P_{H_2O})^4}$, heterogêneo

c) $K_c = [O_2]$ $\quad K_p = P_{O_2}$, heterogêneo

8. $K_{C_I} = \dfrac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2}$ $\quad K_{C_{II}} = \dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]}$ $\quad K_{C_I} = \dfrac{1}{K_{C_{II}}}$

P. 483 Testando seu conhecimento

1. d

2. e

3. Corretos: (1-1), (2-2) e (3-3).

4. a

5. d

6. a

7. c

8. b

P. 485 Aprofundando seu conhecimento

1. d **2.** d **3.** a

4. Equações que podem expressar a constante de equilíbrio:

$K = \dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$ ou $K_P = \dfrac{P^2_{SO_3}}{P^2_{SO_2} \cdot P_{O_2}}$

$m_{H_2SO_4} = 1\,225\ g$

5. e **6.** a **7.** a

P. 494 Exercícios fundamentais

1. $K_I = \dfrac{[C_2H_4C\ell_2]}{[C_2H_4][C\ell_2]}$

2. $K_I = \dfrac{[C_2H_4C\ell_2]}{[C_2H_4][C\ell_2]} = \dfrac{8\ mol \cdot L^{-1}}{2\ mol\ L^{-1} \cdot 2\ mol\ L^{-1}} = 2$

3. $K_{II} = \dfrac{6\ mol \cdot L^{-1}}{4\ mol\ L^{-1} \cdot 4\ mol\ L^{-1}} = 0{,}375$

4. $K_{III} = \dfrac{3\ mol\ L^{-1}}{6\ mol\ L^{-1} \cdot 7\ mol\ L^{-1}} = 0{,}071$

5. $K_{III} < K_{II} < K_I$

6. Cloração.

7. x = 0,39 mol; y = 0,11 mol; z = 0,78 mol.

8. $K_c = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \dfrac{[0{,}78]^2}{[0{,}11][0{,}11]} = 50{,}3$

9. x = zero; y = 0,06 mol; z = 1,44 mol.

10. $[N_2O_4] = \dfrac{1{,}44}{2} = 0{,}72\ \dfrac{mol}{L}$; $[NO_2] = \dfrac{0{,}12}{2} = 0{,}06\ \dfrac{mol}{L}$

$\therefore K_c = \dfrac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0{,}005$

11. $\alpha = \dfrac{0{,}4}{1} = 0{,}04$ ou 40%

12. $K_c = \dfrac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2} = \dfrac{[0{,}4]^2[0{,}2]}{[0{,}6]^2} = 0{,}089$

13. 2

14. $Q_{CI} = 5$; $Q_{CII} = 10$; $Q_{CIII} = 1{,}25$.

15. I

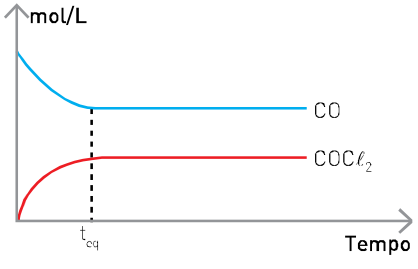
16. I. permanecem inalteradas; II. O_2 diminui, SO_2 diminui e SO_3 aumenta; III. O_2 aumenta, SO_2 aumenta e SO_3 diminui.

P. 496 Testando seu conhecimento

1. b **2.** e **3.** d **4.** $K_c = 50$

5. a) $K_c = \dfrac{[COC\ell_2]}{[CO][C\ell_2]}$

b)



c) K (eq) = 16

6. b

7. e

8. d

9. a) $K_c = \dfrac{[H_3COH]}{[CO][H_2]^2}$ b) $K_c = 1{,}25$

10. b

11. $K_c = 0{,}33$

12. d

13. $K_c = 50$

14. d

15. b

P. 499 Aprofundando seu conhecimento

1. d **4.** c **7.** 385 mol/L

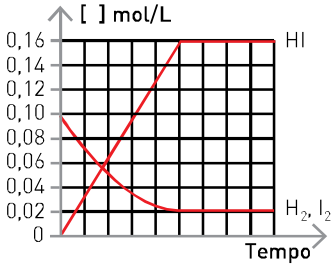
2. b **5.** e **8.** e

3. e **6.** e **9.** a

10. Corretas: b, d, e, f.

11. a) Não, porque em ambos os experimentos, ao se atingir o equilíbrio, a $[I_2]$ será igual, e I_2 é o responsável pela coloração.

b) $[H_2] = [I_2] = 0{,}02$ mol/L, [HI] = 0,16 mol/L



12. a

13. $K_p = 55$

14. c

15. e

16. b

17. d

18. Correto: b; incorretos: a, c.

19. a) $CH_4\ (g) + H_2O\ (v) \rightleftharpoons CO\ (g) + 3\ H_2\ (g)$

b) $K_1 = \dfrac{(P_{CO})(P_{H_2})^3}{(P_{CH_4})(P_{H_2O})} = 1{,}2 \cdot 10^{-3}$ atm² a 450 °C, de acordo com o gráfico.

O quociente $Q_1 = \dfrac{(P_{CO})(P_{H_2})^3}{(P_{CH_4})(P_{H_2O})}$ no experimento

$Q_1 = \dfrac{(0{,}40)(0{,}30)^3}{(1{,}00)(9{,}00)} = 1{,}2 \cdot 10^{-3}$ atm²

Como o K_1 é igual a Q_1, o sistema está em equilíbrio.

c) Nos equilíbrios químicos cuja reação direta é exotérmica, uma diminuição da temperatura favorece a reação direta e, consequentemente, um aumento da constante de equilíbrio — no caso, o K_2 (síntese da amônia).

Capítulo 28

P. 513 Exercícios fundamentais

1. IV

2. **a)** Direito.

b) Esquerdo.

c) Direito.

d) Esquerdo.

3. **a)** A adição de um ácido (o vinagre) aumenta a concentração de H^+ e o equilíbrio desloca-se para o lado direito.

b) A adição de OH^- retira H^+ do equilíbrio e este se desloca para o lado esquerdo.

4. I. $CaCO_3\,(s) \rightleftharpoons CaO\,(s) + CO_2\,(g)$

II. $K_c = [CO_2]$

III. O equilíbrio não se desloca.

IV. Em A, a $P_{CO_2} = 0$ atm. Em B e C, as pressões serão iguais.

5. Desloca para o lado esquerdo. **6.** Não.

7. A quantidade de $CaCO_3$ aumenta, e a de CaO diminui.

8. Não.

9. A_2 = diminui; B = diminui; AB = aumenta.

10. **a)** $K_c = \dfrac{[AB]}{[A] \cdot [B]}$

b) Exotérmica.

c) Diminuição.

11. $[Co(H_2O)_6]^{2+}\,(aq)$; $C\ell^-\,(aq)$; $CoC\ell_4^{2-}\,(aq)$ e $H_2O\,(\ell)$

12. Iguais à questão 11.

13. $K_c = \dfrac{[CoC\ell_4^{2-}]}{[Co(H_2O)_6]^{2+}[C\ell^-]^4}$

14. K_c maior à temperatura ambiente, pois a reação direta é endotérmica e favorece a formação de $CoC\ell_4^{2-}$.

15. Endotérmica.

16. **a)** Direita.

b) Esquerda.

c) Esquerda.

d) Direita.

e) Direita.

f) Esquerda.

g) Esquerda.

h) Direita.

i) O equilíbrio não se desloca.

P. 516 Testando seu conhecimento

1. a

2. d

3. a

4. b

5. b

6. d

7. d

8. b

9. c

10. e

11. d

12. b

13. a

14. e

15. c

16. c

17. **a)** $K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n}$

$K_p = K_c\,(RT)^{[z+w]-[x+y]}$

b) Desloca para a direita.

c) Desloca para a esquerda.

18. **a)** $K_p = \dfrac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})}$

b) Favorece a formação de NO_2.

c) Menor, pois o aumento da temperatura favorece a reação inversa (endotérmica).

19. c

20. **a)** II. adição de catalisador; III. alteração na temperatura.

b) reação direita → endotérmica

c) Desloca para a esquerda.

21. **a)** $K_p = \dfrac{P^2_{NH_3}}{P_{N_2} \cdot P^3_{H_2}}$ $K_p\,(25\,^\circ C) > K_p\,(450\,^\circ C)$

Em temperatura baixa, P_{NH_3} é maior, portanto favorece a formação do NH_3.

A pressão elevada favorece a formação do NH_3, porque essa reação ocorre com contração de volume.

b) A velocidade da reação é muito pequena em temperatura baixa. Em temperatura elevada, a velocidade da reação é maior; embora forneça menos NH_3, isso é economicamente vantajoso.

22. c **23.** a

24. **a)** $K_p = 0{,}25$

b) $[H_2] = 0{,}15$ mol/L

$[O_2] = 1{,}325$ mol/L

$[H_2O] = 0{,}15$ mol/L

P. 521 Aprofundando seu conhecimento

1. a

2. c

3. a

4. Corretas: 02, 04 e 16.

5. Corretas: 01, 02 e 04.

6. b

7. c
8. c
9. Corretas: 01, 08 e 16.
10. e
11. d
12. b
13. d
14. c
15. a
16. b

17. **a)** Nos períodos noturnos, quando as lâmpadas são desligadas, caso se mantenha o borbulhamento de gás carbônico o equilíbrio será deslocado para a direita e a concentração de cátions H^+ aumentará; consequentemente, o pH diminuirá.

$$\underbrace{CO_2\,(g)}_{\text{aumenta}} + H_2O\,(\ell) \xrightarrow{\text{direita}} HCO_3^-\,(aq) + H^+\,(aq) \xrightarrow{\text{direita}}$$

$$\xrightarrow{\text{direita}} CO_3^{2-}\,(aq) + \underbrace{2\,H^+\,(aq)}_{\text{aumenta}}$$

b) A solubilidade do gás carbônico diminuirá com a elevação da temperatura; consequentemente, o equilíbrio deslocará para a esquerda, a concentração de cátions H^+ diminuirá e o pH aumentará.

$$\underbrace{CO_2\,(g)}_{\substack{\text{A concentração diminui com a elevação da temperatura}}} + H_2O\,(\ell) \xrightarrow[\text{esquerda}]{} HCO_3^-\,(aq) + H^+\,(aq) \xrightarrow[\text{esquerda}]{}$$

$$\xrightarrow[\text{esquerda}]{} CO_3^{2-}\,(aq) + \underbrace{2\,H^+\,(aq)}_{\text{diminui}}$$

18. b
19. Corretas: 02 e 08.

20. **a)** Adicionando-se amônia, o primeiro equilíbrio desloca para a direita:

$$NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \xrightarrow{\text{desloca para a direita}}$$

Amônia ↑

$$\xrightarrow{\text{desloca para a direita}} NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

Hidróxido

Consequentemente, aumenta a concentração do ânion hidróxido e o segundo equilíbrio também desloca para a direita, e a formação do $NaHCO_3$ é favorecida.

$$CO_2\,(g) + OH^-\,(aq) + Na^+\,(aq) \xrightarrow{\text{desloca para a direita}}$$

Hidróxido ↑

$$\xrightarrow{\text{desloca para a direita}} NaHCO_3\,(s)$$

b) A diminuição da temperatura favorece a reação exotérmica. Neste caso os dois equilíbrios são favorecidos e deslocam para a direita (reações exotérmicas).

A elevação da pressão favorece o deslocamento de equilíbrio no sentido da reação que produz menor número de mols de gás, ou seja, menor volume. Neste caso os dois equilíbrios são favorecidos e deslocam para a direita.

$$\underbrace{NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell)}_{\substack{1\text{ mol de gás ou}\\ \text{maior volume}}} \xrightarrow{\text{desloca para a direita}}$$

$$\xrightarrow{\text{desloca para a direita}} \underbrace{NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)}_{\substack{\text{zero mol de gás ou}\\ \text{maior volume}}}$$

$$\underbrace{CO_2\,(g) + OH^-\,(aq) + Na^+\,(aq)}_{\substack{1\text{ mol de gás ou}\\ \text{maior volume}}} \xrightarrow{\text{desloca para a direita}}$$

$$\xrightarrow{\text{desloca para a direita}} \underbrace{NaHCO_3\,(s)}_{\substack{\text{zero mol de gás ou}\\ \text{maior volume}}}$$

21. e
22. c
23. a

24. **a)** Expressão da constante de equilíbrio (K_c) da reação apresentada:

$$K_{eq} = \frac{[CO_2]}{[CO]}$$

b) A adição de FeO não altera o equilíbrio, pois está no estado sólido e apresenta concentração constante.

O aumento da pressão não interfere no equilíbrio, pois verifica-se a presença de 1 mol de CO (g) em equilíbrio com 1 mol de CO_2 (g), ou seja, os volumes são iguais.

25. e

26. **a)** Sim.

Pela tabela dada, quanto maior a temperatura, maior a constante de equilíbrio. A constante em função das concentrações será: $K = \frac{[C_2H_6]\,[H_2]}{[CH_4]^2}$.

Quanto maior o valor de K, maiores as concentrações dos produtos.

b) A adição de catalisador não desloca o ponto de equilíbrio, mas sim afeta o tempo necessário para os participantes atingirem o equilíbrio.

Logo, adição de catalisador não afeta a concentração de hidrogênio.

Com relação à pressão, nota-se que:

$$\underset{2\text{ mol}}{2\,CH_4\,(g)} \rightleftharpoons \underset{1\text{ mol}}{C_2H_6\,(g)} + \underset{1\text{ mol}}{H_2\,(g)}$$

Como há, estequiometricamente, a mesma quantidade de moléculas gasosas de reagentes e produtos, o aumento da pressão não afeta o equilíbrio, ou seja, não afeta a concentração de H_2.

Capítulo 29

P. 537 Exercícios fundamentais

1. HZ.
2. $K_{a_{HY}} < K_{a_{HX}} < K_{a_{HZ}}$.
3. HZ.
4. HZ.
5. d

6. a) $HNO_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + NO_2^-$; $HCN \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + CN^-$;
$H_3CCOOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H_3CCOO^- + H^+$; $HF \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + F^-$.

b) $K_{HNO_2} = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$; $K_{HCN} = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$;
$K_{H_3CCOOH} = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[H_3CCOOH]}$; $K_{HF} = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$

c) $HCN < H_3CCOOH < HNO_2 < HF$

d) HCN

P. 537 Testando seu conhecimento

1. e
2. c
3. d
4. a
5. a) 0,4%
b) 4%
6. e
7. Para a esquerda
8. Diminui
9. Diminui
10. Não se altera.
11. d
12. Para a esquerda
13. Diminui
14. Diminui
15. Não se altera.
16. Aumenta
17. d

P. 540 Aprofundando seu conhecimento

1. a
2. a
3. b
4. F – F – V – V – F
5. a
6. a
7. $K_1 = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$
8. e
9. b
10. e
11. a) Na solução de HCℓ, já que a concentração de H^+ é maior.
b) Pela quantidade de bolhas formadas.
12. c

Complemento

P. 545 Exercícios

1.

	Ácido	Base conjugada	Base	Ácido conjugado
a)	HSO_4^- (aq)	SO_4^{2-} (aq)	NH_3 (aq)	NH_4^+ (ℓ)
b)	HSO_4^- (aq)	SO_4^{2-} (aq)	N_2H_4 (aq)	$N_2H_5^+$ (aq)
c)	CH_3NH_2 (aq)	CH_3NH^- (aq)	$C_6H_5O^-$ (aq)	C_6H_5OH (aq)
d)	$[A\ell(H_2O)_6]^{3+}$ (aq)	$[A\ell(H_2O)_5OH]^{2+}$ (aq)	OH^- (aq)	H_2O (ℓ)

2. b

Ácido	Base conjugada
HCℓ	$C\ell^-$
NH_4^+	NH_3

3. c
4. b
5. a) Histidina
b) Pode doar próton (H^+) do grupo (—COOH) e ser protanada: receber (H^+) no grupo — NH_2.
6. c
7. c
8. b
9. a) Preparação de ureia (III):
$2\ NH_3 + CO_2 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$
Preparação do sulfato de amônio (II):
$2\ NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$
b) Somente na equação III.
c) Sim, o nitrato de amônio (NH_4NO_3) formado em I terá o maior teor absoluto de nitrogênio, pois esse elemento será proveniente tanto da amônia como do ácido nítrico.
10. b
11. Ácido de Arrhenius: aspártico
Base de Brönsted-Lowry: lisina
Apolares: valina, fenilalanina e serina
12. Verdadeiros: I e IV; falsos: II, III e V.
13. c
14. d

15. c

16. b

17. **a)** Monóxido de dinitrogênio

b) ácido = BH_3 base = NaH

18. b

19. V = I, III, IV, V F = II

20. b, c

21. e

22. V = I, III, IV, V F = II

Capítulo 30

P. 563 Exercícios fundamentais

1. 1. $[OH^-] = 10^{-11}$ mol/L, caráter ácido.

2. $[OH^-] = 10^{-9}$ mol/L, caráter ácido.

3. $[H^+] = 10^{-10}$ mol/L, caráter básico.

2. 1. pH = 3; 2. pH = 5; 3. pH = 10.

3. $[H^+] = [OH^-] = 10^{-6,5}$ mol/L.

4. básica

5. 13

6. I. B; II. E; III. D; IV. C; V. A.

7. HA: pH = 2; HB: pH = 2; XOH: pH = 12

8. H_2CO_3

9. HCO_3^-

10. CO_3^{2-}

11. 10,3

12. 6,4

P. 564 Testando seu conhecimento

1. I. b; II. a, d, f, g, h; III. c, e

2. d

3. e

4. Corretas: 01 e 04.

5. a

6. d

7. a

8. d

9. b

10. d

11. b

12. d

13. **a)** $[OH^-] = 10^{-6}$ mol/L

b) O CO_2 (g) reage com os íons carbonato (CO_3^{2-} (aq)) que são repostos pela degradação do carbonato de cálcio ($CaCO_3$) presente nos corais.

14. a

15. b

16. d

17. d

18. d

19. b

20. d

21. c

22. c

23. c

24. b

25. Solução III

26. a

27. **a)** pH = 3

b) Cor vermelha.

P. 569 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. d

3. b

4. d

5. **a)** A passagem da solução pela resina do tipo I (removedora de cátions) faz com que Na^+ (aq) e Cu^{2+} (aq) sejam trocados por H^+ (aq). O eluído conterá H^+ (aq), além de $C\ell^-$ (aq), SO_4^{2-} (aq) e OH^- (aq).

b) O pH desse eluído será menor do que 7, devido à troca de Na^+ (aq) e Cu^{2+} (aq) por H^+ (aq).

c) A passagem do primeiro eluído através da coluna preenchida com resina do tipo II faz com que os ânions $C\ell^-$ (aq) e SO_4^{2-} (aq) sejam retidos pela matriz polimérica.

d) pH = 7

6. a

7. e

8. a

9. c

10. pH = 13 – o volume de A diminui e o de B aumenta.

11. c **12.** 73

13. **a)** Solução de fenolftaleína: em meio básico fica rósea; em meio ácido, incolor.
A coloração, antes do aquecimento do PVC, é rósea, pois o meio é básico.
A solução final apresenta excesso de $HC\ell$, por isso é incolor.
b) pH = 4
c) A hidrólise dos sais derivados de $HC\ell$ será ácida e o pH do meio irá diminuir, prejudicando o meio aquático.
d) Exemplo do ataque de $HC\ell$ ao zinco metálico:
$Zn + 2\,HC\ell \rightarrow H_2 + ZnC\ell_2$ (reação de deslocamento).

14. e

15. $7{,}3 < pH < 7{,}5$

16. a

17. **a)** pH = 2,1
b) 0,8%

18. **a)** $1{,}25 \cdot 10^{-2}\ mmol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
b) pH = 4,0

19. **a)** Estômago: faixa de pH de 1,0 a 3,0.
Duodeno: faixa de pH de 6,0 a 6,5.
Intestino delgado: faixa de pH de 7,0 a 8,0.
b) $[H^+]_{média} = 0{,}050$ mol/L
c) Estômago

20. Corretas: 01, 04, 08 e 32

21. **a)** pH diminui
b) 0,01%

22. b

23. a

24. d

25. d

26. c

27. a

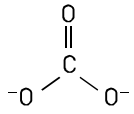
28. b

29. d

30. b

31. **a)** $[H^+] = 4 \cdot 10^{-5}$ mol/L
b) pH = 4,4

32. **a)** $CO_2\,(g) + Ca(OH)_2\,(aq) \rightarrow CaCO_3\,(s) + H_2O\,(\ell)$



b) pH = 5

33. pH = 2

34. d

35. e

36. **a)** Maior caráter ácido = suco de limão; maior caráter básico = leite de magnésia.
b) pH aumenta
c) $Mg(OH)_2 + 2\,HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + H_2O$
d) ácido carbônico < ácido acético < ácido cítrico
e) vermelho = água do mar e saliva; azul = suco gástrico

37. **a)** No equilíbrio, temos todas as espécies.
I. $[IND] > [IND^-]$
II. $[IND] = [IND^-]$
III. $[IND] < [IND^-]$
b) $K_a = 3{,}2 \cdot 10^{-4}$

38. **a)** A água do aquário não está saturada em oxigênio.
b) O pH deve permanecer entre 6,5 e 8,5, então o melhor indicador é o azul de bromotimol.

Capítulo 31

P. 584 Exercícios fundamentais

1. $NH_4C\ell$; pH < 7

2. $NaC\ell$; pH = 7

3. KNO_3; pH = 7

4. $AgNO_3$; pH < 7

5. $KHCO_3$; pH > 7

6. $Ca(CH_3COO)_2$; pH > 7

7. $CH_3COO^-\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons CH_3COOH\,(aq) + OH^-\,(aq)$

8. $Ag^+\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons AgOH\,(s) + H^+\,(aq)$

9. $A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons A\ell(OH)_3\,(s) + 3\,H^+\,(aq)$

P. 584 Testando seu conhecimento

1. b

2. c

3. II e III

4. I e IV

5. V

6. II e III

7. I e IV

8. VI

9. c

10. **a)** II < I < III
b) I. Não há hidrólise.
II. $F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$
III. $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$

11. c

12. d

13. e

14. b

15. c

16. d

17. b

18. **a)**

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
In.	0,1 mol/L	0	0
Consum.	10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L
Eq.	0,1 mol/L	10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L

b) $K_c = 10^{-7}$

19. b

P. 586 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. b

3. V = a, b
F = c, d

4. b

5. a

6. e

7. c

8. d

9. A neutro; B básico; C pode ser ligeiramente ácido ou básico.

10. **a)** $NH_4^+ (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+ (aq)$

b) $K_c = \dfrac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

c) pH = 9

d) ácido

11. a

12. c

13. **a)** 0,4 mol/L

b) caráter básico
$S^{2-} (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons H_2S (g) + 2\ OH^- (aq)$

14. ácido acético = cor laranja-escuro (pH = 2,87)
acetato de amônia = incolor (pH = 7)

15. **a)** Cálculo do número de mol de NaOH e HCN:

$V_{NaOH} = 8{,}00$ mL

[NaOH] = 0,100 mol/L

0,100 mol ——— 100 mL

n_{NaOH} ——— 8,0 mL

$n_{NaOH} = 0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol

$V_{HCN} = 50{,}00$ mL

[HCN] = 0,100 mol/L

0,100 mol ——— 1000 mL

n_{HCN} ——— 50,00 mL

$n_{HCN} = 5 \cdot 10^{-3}$ mol

Reação de neutralização total da base (NaOH):

	HCN +	NaOH	NaCN +	H_2O
Início	$5 \cdot 10^{-3}$ mol	$0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol	0	0
Reage	gasta $0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol	gasta $0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol	forma $0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol	forma $0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol
Final	$4{,}2 \cdot 10^{-3}$ mol	0	$0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol	$0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol

$V_{final} = V_{NaOH} + V_{HCN} = 8{,}00 + 50{,}00 = 58{,}00\ mL = 58 \cdot 10^{-3}\ L$

Como o sal NaCN sofre dissociação, na solução haverá $0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol de CN^-.

Estabelecendo o equilíbrio, temos:

	$HCN (aq) \rightleftharpoons$	$H^+ (aq)$ +	$CN^- (aq)$
Início	$4{,}2 \cdot 10^{-3}$ mol	0	$0{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol
Reage	gasta x	forma x	forma x
Equilíbrio	$(4{,}2 \cdot 10^{-3} - x)$ mol	x mol	$(0{,}8 \cdot 10^{-3} + x)$ mol

Como K_a é muito pequeno, então a quantidade de ácido que irá ionizar é muito pequena, sendo possível desprezar a quantidade *x*.

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$$

$$6{,}2 \cdot 10^{-10} = \frac{[H^+]\dfrac{0{,}8 \cdot 10^{-3}}{\cancel{58 \cdot 10^{-3}}}}{\dfrac{4{,}2 \cdot 10^{-3}}{\cancel{58 \cdot 10^{-3}}}}$$

$$[H^+] = 6{,}2 \cdot 10^{-10} = \frac{6{,}2 \cdot 10^{-10} \cdot 4{,}2 \cdot \cancel{10^{-3}}}{0{,}8 \cdot \cancel{10^{-3}}}$$

$[H^+] = 3{,}2 \cdot 10^{-9}$ mol/L

b) Equação de hidrólise do CN^-:
$CN^- (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons HCN (aq) + OH^- (aq)$

Complemento

P. 592 Exercícios

1. a

2. b

3. e

4. e

5. c

6. V = b, c F = a, d, e

7. 1) A adição de um ácido provoca um aumento na concentração de H_3O^+ que se combina com acetato (H_3CCOO^-) proveniente do sal, originando o ácido não ionizado.

2) A adição de uma base (OH^-) se combina com H_3O^+ e ocorre a neutralização.

8. V = a, b, c, d F = e

9. **a)** Quando expiramos, liberamos para o ambiente grande quantidade de CO_2 (g), o que diminui a $[H_2CO_3$ (aq)], aumentando o pH do sangue.

b) Acidose, pois $\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 5$.

10. **a)** pH = 2,65

b) pH = 3,3

11. $1{,}0 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{lactato}] \cdot 10^{-7}}{[\text{ácido lático}]}$

$\frac{[\text{lactato}]}{[\text{ácido lático}]} = 10^3$

12. c

13. c

14. b

15. b

16. **a)** pH = 8,26

b) Após diluição o pH não se altera.

17. $\frac{[HSCH_2COO^-]}{[HSCH_2COOH]} = 10^{5,27} = 186\,208{,}71$

18. pH = 24 (aproximadamente)

19. **a)** Permanecerá rósea.

b) Ficará incolor.

P. 597 Exercícios

1. Equipamentos: bureta, erlenmeyer, balão volumétrico, balança e pisseta (lavagem).

Processo: uma amostra do ácido cítrico deve ser pesada e transferida para o balão volumétrico. Dissolver essa massa com água destilada (adicionar água até a capacidade do balão volumétrico). Transferir uma alíquota da solução preparada e realizar a titulação com uma base de concentração conhecida.

2. c

3. b, d, e

4. I. V; II. F; III. V; IV. F

5. A: II; B: III; C: IV; D: I

6. d

7. b

8. b

9. 01 + 08 + 16 + 32 = 57

10. a

11. e

12. **a)** $pKa_2 = 4$ e $pKa_3 = 10$

b) $0{,}20\ mol \cdot L^{-1}$

Capítulo 32

P. 609 Exercícios fundamentais

1. I. $K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$

II. $K_s = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$

III. $K_s = [Pb^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

2. **a)** $AgBr \rightleftharpoons Ag^+ + Br^-$; $K_s = [Ag^+] \cdot [Br^-]$

b) $CaCO_3 \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$; $K_s = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$

c) $Ag_2SO_4 \rightleftharpoons 2\,Ag^+ + SO_4^{2-}$; $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [SO_4^{2-}]$

d) $PbI_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2\,I^-$; $K_s = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2$

e) $Ag_2S \rightleftharpoons 2\,Ag^+ + S^{2-}$; $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [S^{2-}]$

f) $A\ell(OH)_3 \rightleftharpoons A\ell^{3+} + 3\,OH^-$; $K_s = [A\ell^{3+}] \cdot [OH^-]^3$

g) $Mn(OH)_2 \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2\,OH^-$; $K_s = [Mn^{2+}] \cdot [OH^-]^2$

3. não saturada: I; saturada: III; supersaturada: II.

4. II

5. $NaC\ell$ e $AgNO_3$ (íon comum).

6. $K_s = 1 \cdot 10^{-10}$

7. $1 \cdot 10^{-7}$ mol/L

P. 610 Testando seu conhecimento

1. $K_s = 3{,}2 \cdot 10^{-14}$

2. **a)** $BaCO_3 + CaSO_4 \rightarrow BaSO_4 + CaCO_3$

b) $BaCO_3 \rightleftharpoons Ba^{2+} + CO_3^{2-}$

$5 \cdot 10^{-5}$ mol L^{-1} _____ $5 \cdot 10^{-5}$ _____ $5 \cdot 10^{-5}$

$K_s = [Ba^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$

$K_s = 5 \cdot 10^{-5} \cdot 5 \cdot 10^{-5}$

$K_s = 2{,}5 \cdot 10^{-9}$

3. e

4. V = I, III F = II, IV

5. $2 \cdot 10^{-5}$ mol/L

6. d

7. d

8. c

9. a

10. c

11. b

12. c

13. **a)** Precipitará primeiro o hidróxido menos solúvel, ou seja, o que tiver menor K_{ps}.

$COH < BOH < AOH$

b) Concentração de hidroxila necessária para precipitar cada hidróxido:

$AOH\,(s) \rightleftharpoons A^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \quad K_{ps} = [A^+]\,[OH^-]$

$[OH^-] = \frac{K_{ps}}{[A^+]} = \frac{10^{-8}}{0{,}1} = 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1}$

$BOH\,(s) \rightleftharpoons B^+\,(aq) + OH^-\,(aq)\ K_{ps} = [B^+]\,[OH^-]$

$[OH^-] = \frac{K_{ps}}{[B^+]} = \frac{10^{-12}}{0{,}1} = 10^{-11}\ mol \cdot L^{-1}$

$COH\,(s) \rightleftharpoons C^+\,(aq) + OH^-\,(aq)\ K_{ps} = [C^+]\,[OH^-]$

$[OH^-] = \frac{K_{ps}}{[C^+]} = \frac{10^{-16}}{0{,}1} = 10^{-15}\ mol \cdot L^{-1}$

14. Para precipitar oxalato de magnésio:

$K_s = Mg^{2+} \cdot [C_2O_4^{2-}]$

$8{,}6 \cdot 10^{-5} = 8{,}6 \cdot 10^{-4} \cdot [C_2O_4^{2-}]$

$[C_2O_4^{2-}] = 10^{-1}$ mol/L saturam o plasma.

Com qualquer valor superior a 10^{-1} mol/L de oxalato irá ocorrer a precipitação desse sal.

Para precipitar oxalato de cálcio:

$K_s = [Ca^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}]$

$2{,}6 \cdot 10^{-9} = 2{,}5 \cdot 10^{-3} \cdot [C_2O_4^{2-}]$

$[C_2O_4^{2-}] \cong 10^{-6}$ mol/L

Com qualquer valor superior a 10^{-6} mol/L de oxalato irá ocorrer a precipitação desse sal.

Assim, CaC_2O_4 precipita antes de MgC_2O_4.

15. c

P. 613 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. b

3. e

4. e

5. **a)** Essa afirmação não é correta, uma vez que chuva introduzida por esse processo contém iodeto de prata, uma substância não encontrada normalmente na água da chuva.

b) $AgI\,(s) \rightleftharpoons Ag^+\,(aq) + I^-\,(aq)$

$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [I^-]$

Concentração: $9{,}1 \cdot 10^{-9}\ mol \cdot L^{-1}$ (aproximadamente)

6. b

7. d

8. Corretas: 04 e 08

9. **a)** $1{,}6 \cdot 10^{-54} < 1{,}0 \cdot 10^{-28}$. Conclui-se que o HgS precipitará primeiro, pois o seu K_{ps} é menor do que o do CdS.

b) $[S^{2-}] = 2{,}27 \cdot 10^{-21}$ mol/L

10. $3{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

11. b

12. Concentração: $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L; fórmula química: $Pb(NO_3)_2$

13. **a)** $4{,}22 \cdot 10^{-2}$ mol/L

b) A equação balanceada para a neutralização é:

$H_2SO_4\,(aq) + Ba(OH)_2\,(aq) \rightarrow BaSO_4\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$

14. Corretas: 01, 04 e 16.

15. Corretas: (1-1), (2-2), (3-3) e (4-4)

16. a

17. a

18. c

19. A concentração de Ca^{2+} na solução filtrada será igual à concentração inicial de 0,1 mol/L.

A concentração máxima possível (limite de solubilidade) de Mg^{2+} é de $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

20. Como o K_s de $Ca_3(PO_4)_2$ é $1{,}0 \cdot 10^{-30}$ e, portanto, menor do que o produto das concentrações de íons Ca^{2+} (aq) e PO_4^{3-} (aq), haverá precipitação de $Ca_3(PO_4)_2$.

Etapas: II, IV e V.

Consequências:

Multiplicação de algas e de micro-organismos, que durante a decomposição consomem bastante oxigênio do ambiente aquático, favorecendo a proliferação de decompositores anaeróbicos, que produzem substâncias de odores desagradáveis no processo de decomposição de matéria orgânica.

21. e

Capítulo 33

P. 630 Exercícios fundamentais

1. I. B, E; II. C; III. A, D.

2. $\alpha = X$; $\beta = Y$; $\gamma = Z$.

3. $x = {}^{4}_{+2}\alpha$

$y = {}^{0}_{0}\gamma$

$z = {}^{0}_{-1}\beta$

$w = {}^{1}_{0}n$

$a = {}^{1}_{+1}p$

4. **a)** ${}^{11}_{6}C$

b) ${}^{11}_{6}C \rightarrow {}^{11}_{5}X + {}^{0}_{+1}e$

5. $^{14}_{6}C \longrightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{+1}\beta$

6. $^{10}_{5}B + {}^{4}_{+2}\alpha \longrightarrow {}^{13}_{7}N + {}^{1}_{0}n$

7. $^{15}_{7}N + {}^{1}_{+1}p \longrightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{4}_{+2}\alpha$

8. c

9. $X = \begin{cases} \text{nº atômico} = 81 \\ \text{nº de massa} = 202 \end{cases} \Rightarrow {}^{202}_{81}X$

10. $\alpha = 3$; $\beta = 2$

P. 631 Testando seu conhecimento

1. a

2. a

3. V = a F = b, c, d

4. **a)** $X + {}_{+2}\alpha$

b) X = 2 prótons + 2 nêutrons

5. c

6. a

7. a

8. a

9. b

10. e

11. d

12. e

13. b

P. 634 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. c

3. a

4. d

5. b

6. V — F — V

7. e

8. d

9. a

10. a

11. a

12. d

13. Equação:

$^{242}_{94}Pu + {}^{22}_{10}Ne \rightarrow {}^{260}_{104}Rf + 4{}^{1}_{0}n$

Número de elétrons: 104

14. Corretas: 02 e 08.

15. d

16. b

17. Equação nuclear balanceada:

$^{209}_{83}Bi + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{211}_{85}At + 2{}^{1}_{0}n$

$n_{At} = 8{,}0 \cdot 10^{22}$ átomos

18. d

19. F — F — V — V — V

Capítulo 34

P. 640 Exercícios fundamentais

1. 60%

2. 50%

3. 37%

4. 20%

5. 7 anos

6. 6,25%

7. 24 horas

P. 640 Testando seu conhecimento

1. b

2. d

3. d

4. d

5. b

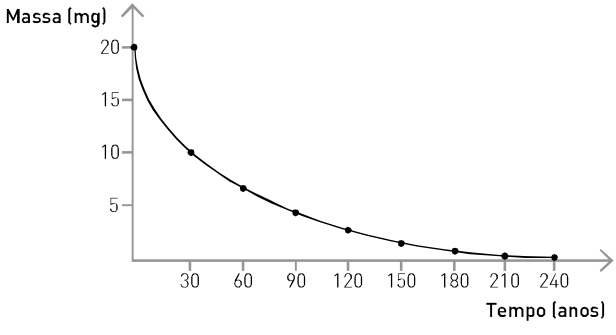
6. d

7. a

8. d

9. e

10.



p = 30 anos (meia-vida)

11. b

12. d

P. 642 Aprofundando seu conhecimento

1. b

2. V = b, d

F = a, c, e

3. a

4. d

5. Como foram decorridos 3 períodos de meia-vida, tem-se:
$\frac{420}{3} = 140$ dias
Equação global: $PbSO_4 + H_2O \rightarrow Pb + \frac{1}{2} O_2 + 2H^+ + SO_4^{2-}$

6. c

7. d

8. Corretas: 01, 04 e 32.

9. e

10. c

11. **a)** Após 280 dias, teremos 25% de Po e 75% de Pb, o que equivale a uma proporção de 1:3 em número de átomos de Po para Pb.

b) 4 partículas alfa.
4 partículas beta.

12. d

13. **a)** Energia radiogênica na época inicial = 9,5
Energia radiogênica após 4,55 bilhões de anos (hoje) = 1,9
$\frac{9,5}{1,9} = 5,0$. Assim, a produção de energia radiogênica era 5 vezes maior.

b) O elemento urânio, na forma do isótopo ^{235}U, e o elemento potássio, na forma de isótopo ^{40}K.

c) O elemento urânio, na forma do isótopo ^{238}U, e o thório, na forma de isótopo ^{232}Th.

Capítulo 35

P. 656 Exercícios fundamentais

1. A — II; B — I

2. nêutron (^1_0n)

3. I. $x = {}^0_{-1}\beta$ IV. $w = {}^{14}_{6}C$
II. $y = {}^{99}_{43}Tc$ V. $t = {}^0_{-1}\beta$
III. $z = {}^0_{-1}\beta$ VI. $v = {}^{40}_{19}Ar$

4. 16 800 anos

P. 657 Testando seu conhecimento

1. b

2. d

3. **a)** $^{93}_{36}X$ e $^{90}_{35}Y$ **b)** 9 bilhões de anos

4. d

5. d

6. d

7. Corretas: 02 e 08.

8. b

9. a

10. d

P. 659 Aprofundando seu conhecimento

1. a

2. c

3. a

4. c

5. Corretas: 01, 02, 04 e 08.

6. b

7. F — F — V — F — F

8. d

9. **a)** Meia-vida é o tempo necessário para que a atividade de um elemento radioativo reduza à metade da atividade inicial ou para que metade da amostra se decomponha.

b) 67,5 anos

10. Corretas: 01, 02, 04 e 08.

11. Corretas: 01, 02, 04, 08 e 16.

12. c

13. F — V

14. b

15. a

16. I. V; II. F; III. V; IV. F.

17. **a)** Fotossíntese.

b) Não. O teor em ^{14}C se reduz a 25% do inicial depois de 11 460 anos. Portanto, a árvore foi cortada no ano (11460 — 2000) a.C., ou seja, no ano 9460 a.C.

c) Os seus números atômicos.

18. d

BIBLIOGRAFIA

American chemical society. *ChemCom: Chemistry in the community*. Dubuque: Kendall/Hunt Publishing Company, 1998.

Aquarone, Eugênio; Lima, Urgel de Almeida; Borzani, Walter. *Alimentos e bebidas produzidos por fermentação*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1983.

Asimov, Isaac. *Cronologia das ciências e das descobertas*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1993.

Atkins, P. W. *Moléculas*. São Paulo: Edusp, 2000.

Bloomfield, Molly M.; Stephens, Lawrence J. *Chemistry and the living organism*. New York: John Wiley and Sons Inc., 1996.

Brady, James E.; Humiston, Gerard E. *Química geral*. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1985.

Brown, Theodore L. et alii. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson/Prentice Hall, 2005.

Campos, Marcello M.; Blücher, Edgard. *Química orgânica*. São Paulo: Edusp, 1976.

Cavalieri, Ana Lúcia Ferreira; Egypto, Antonio Carlos. *Drogas e prevenção: a cena e a reflexão*. São Paulo: Saraiva, 2002.

Chang, Raymond. *Chemistry*. New York: McGraw-Hill, 2007.

Companion, Audrey L. *Ligação química*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1970.

Cueilleron, Jean. *Histoire de la Chimie*. Paris: Presses Universitaires de France, 1979.

Ebbing, D. Darrel; Gammon, Steven D. *General Chemistry*. 9th edition. New York: Houghton Mifflin, 2009.

Fellenberg, Günter. *Introdução aos problemas de poluição ambiental*. São Paulo: Edusp, 1980.

Fergusson, J. E. *Inorganic Chemistry and the Earth. Oxford*: Pergamon Press, 1985.

Fieser & Fieser. *Química orgânica fundamental*. Barcelona: Reverté, 1984.

Freemantle, Michael. *Chemistry in action*. London: Macmillan Educations, 1987.

Gebelein, Charles G. *Chemistry and our world*. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1997.

Gentil, Vicente. *Corrosão*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1987.

Gilbert, Thomas R. et alii. *Chemistry: the science in context*. 2nd edition. London/New York: WW Norton, 2008.

Glincka, N. *Química geral*. Moscou: Mir, 1988.

Hart, Harold; Schuetz, Robert D. *Química orgânica*. São Paulo: Campus, 1983.

Harwood, Peter; Hughes, Mike; Nicholls, Lyn. *Further Chemistry*. London: Collins Educational, 1997.

Hill, John W. Chemistry for changing times. New York: Macmillan, 1992.

_____; Petrucci, Ralph H. *General Chemistry: an integrated approach*. New Jersey: Prentice Hall, 1999.

Holman, John. *The material world*. Spain: Thomas Nelson International Thomson Publishing Company, 1996.

Holum, John R. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. New York: John Wiley and Sons, 1998.

Keenan, Charles W.; Kleinfelter, Donald C.; Wood, Jesse H. *General college Chemistry*. San Francisco: Harper & Row, 1980.

Korolkovas, Andrejus; Burckhalter, Joseph H. *Química farmacêutica*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1988.

Lemay Jr., H. Eugene et alii. *Chemistry: connections to our changing world.* New Jersey: Prentice Hall, 1996.

Mano, Eloísa Biasotto. *Introdução a polímeros*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1986.

Masterton & Hurley. *Chemistry: principles & reactions.* Philadelphia: Saunders College, 1989.

Masterton, William; Slowinski, Emil J.; Stanitski, Conrad. *Princípios de Química*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1985.

Mcmurry, John; Castellion, Mary E. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. New Jersey: Pearson Education, 2003.

_____; Fay, Robert C. *Chemistry.* New Jersey: Pearson Education, 2004.

McQuarrie, Donald A.; Rock, Peter A. *General Chemistry*. New York: W. H. Freeman, 1984.

Menger, Frederic M.; Goldsmith, David J.; Mandell, Leon. *Química orgânica*. Califórnia: Fondo Educativo Interamericano, 1976.

Moore, W. J. *Físico-química*. São Paulo: Ao Livro Técnico/Edusp, 1968.

Panico, R.; Powell, W. H.; Richer, Jean-Claude. *A guide to IUPAC nomenclature of organic compounds*. Oxford: Blackwell Science, 1993.

Partington, J. R. *A short history of Chemistry*. New York: Dover Publications, 1989.

Ramanathan, Lalgudi V. *Corrosão e seu controle*. São Paulo: Bisordi, 1978.

Reger; Goode; Mercer. *Chemistry: principles & practice*. Philadelphia: Saunders College, 1993.

Richey JR., Herman G. *Química orgânica*. Rio de Janeiro: Prentice Hall do Brasil, 1983.

Schwartz, A. Truman et alii. *Chemistry in context*. New York: American Chemical Society, 1997.

Shreve, R. Norris; Brink Jr., Joseph *A. Indústrias de processos químicos*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1977.

Skoog; West; Holler. *Fundamentals of analytical Chemistry*. Philadelphia: Saunders College, 1992.

Snyder, Carl H. *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. New York: John Wiley and Sons, 1998.

Solomons, T. W. Graham. *Organic Chemistry*. New York: John Wiley and Sons, 1996.

Timberlake, Karen C. *General, organic, and biological Chemistry*: structures of life. San Francisco: Pearson Education, 2004.

Tro, Nivaldo J. *Introductory Chemistry*. 3rd edition. New York: Prentice Hall, 2009.

Ucko, David A. *Química para as ciências de saúde*. São Paulo: Manole, 1992.

Usberco, João; Salvador, Edgard; Benabou, Joseph Elias. *A composição dos alimentos*. São Paulo: Saraiva, 2004.

_____. *Química e aparência*. São Paulo: Saraiva, 2004.

Weast, Robert C. (org.). *Handbook of Chemistry and Phisics*. Florida: CRC Press, 1988.

Williams; Embree; Debey. *Introduction to Chemistry*. California: Addison-Wesley, 1981.

Wingrove, Alan S.; Caret, Robert L. *Organic Chemistry*. New York: Harper & Row, 1981.

Química

MANUAL DO PROFESSOR

2

conecte LIDi

JOÃO USBERCO

EDGARD SALVADOR

Editora Saraiva

SUMÁRIO

Apresentação 4

A Química no Ensino Médio 4

As habilidades e competências no ensino de Química 6
Representação e comunicação 7
Investigação e compreensão 7
Contextualização sociocultural 8

Matriz curricular de Química para o Enem 8

Estrutura da obra 9

A unidade 9
Cada capítulo 9
Exercícios resolvidos 9
Exercícios fundamentais 10
Testando seu conhecimento 10
Aprofundando seu conhecimento 10
Química e... 10
Atividade experimental 10
Leia, analise e responda 10
Química: uma ciência da natureza 10
Integrando conceitos 11

Sugestões de atividades pedagógicas 11

Seminários 11
Aprendendo por si 12
Preparação de questionários 12
Preparação de procedimentos de atividades experimentais 12
Elaboração de resumos 13
Pesquisa 13
Debate 13

Integração na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias 14

Atividades experimentais 15

Tecnologias da informação 16

Avaliação 17

Bibliografia 18

Orientações por unidade 19

Apresentação

O livro didático é um dos materiais mais relevantes para o processo educacional. No entanto, a prática docente não deve se encerrar nele. É por isso que este *Manual* não tem a finalidade de impor regras sobre como deve se dar o processo de ensino-aprendizagem. Este material pretende, sim, oferecer sugestões e alguns subsídios para o trabalho do professor. Ele deve ser utilizado, parcial ou integralmente, quando o professor julgar apropriado.

Tendo em mente que a coleção didática não encerra as opções de trabalho do docente, neste *Manual* são abordados aspectos relevantes do processo de ensino-aprendizagem e possibilidades de como contemplá-lo de maneira articulada com a coleção. Para atingir esse objetivo e ajudar na sistematização do trabalho, o conteúdo deste material está dividido em duas partes. Na parte geral, comum aos três volumes da coleção, estão os conceitos pedagógicos, teórico-metodológicos. Na parte específica de cada volume, estão os objetivos de cada unidade e de cada capítulo, bem como sugestões de abordagem e de encaminhamento das atividades práticas ou teóricas. O professor também encontrará, na parte específica, material complementar e de aprofundamento, para ser utilizado conforme achar adequado. Este *Manual* oferece, portanto, possíveis abordagens articuladas, além de textos e atividades complementares ao livro, de modo que o professor, por meio de sua prática pedagógica, permita que o educando não somente desenvolva interesse pela Química, mas que também utilize o conhecimento adquirido e as competências e habilidades desenvolvidas no exercício da cidadania, na compreensão de fatos do dia a dia e em futuras atividades profissionais.

A Química no Ensino Médio

Por que se ensina Química? Por que é preciso aprender Química? Essas indagações provavelmente já foram ouvidas por professores de Ensino Médio dispostos a ensinar essa disciplina, que causa calafrios em alguns estudantes. Exigente, difícil, muito abstrata são adjetivos frequentemente usados por muitos alunos para descrever a Química. Como responder a tudo isso? Por vezes até mesmo nós, professores, ficamos em dúvida sobre as respostas. Afinal, por que seria importante um futuro advogado conhecer a reação de hidrogenação de triglicerídeos?

Evidentemente, muitos pedagogos e teóricos da Educação também se debruçaram sobre essa questão. O que deve ser ensinado? Pode-se dizer que essa pergunta tão simples norteia a formação de um currículo escolar e, mais que isso, investiga o cerne da prática pedagógica. Eleger os objetos didáticos é quase tão importante quanto as estratégias pedagógicas. Todavia, apesar de essas questões serem fundamentais, elas ainda não atingem o âmago do problema. O nosso interesse primário deve ser o objetivo do próprio processo de ensino. Por que um cidadão deve ser escolarizado? O que se deseja alcançar com a escolarização? Para restringir essa discussão tão ampla, trataremos especificamente do Ensino Médio, fechando o foco para o ensino de Química, apesar de podermos considerar que a constituição das habilidades cognitivas para o entendimento do raciocínio químico se inicie no Ensino Fundamental. A Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB, Lei nº 9.394/96) fornece um norte para responder essas indagações na medida em que situa o Ensino Médio como etapa final da Educação Básica, definindo-o como a conclusão de um período de escolarização de caráter geral, e que tem por finalidade

> o aprimoramento do educando como ser humano, sua formação ética, desenvolvimento de sua autonomia intelectual e de seu pensamento crítico, sua preparação para o mundo do trabalho e o desenvolvimento de competências para continuar seu aprendizado.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*, Lei n. 9.394, de 20 de dezembro de 1996.

Desse artigo da LDB podemos extrair os objetivos que justificam o ensino da Química. Primeiro, *formação ética* do aluno. Entretanto, como uma disciplina que parece tão atrelada a números, ao raciocínio exato, a relações diretas de causa e consequência pode contribuir na construção de senso ético em um jovem? Nada, se considerarmos apenas o simples conteúdo. Reações químicas não são éticas, elas simplesmente ocorrem ou não. A dimensão ética surge na manipulação desse fenômeno, em seu uso, em sua finalidade. Uma reação de fissão do núcleo do urânio nada fala sobre ética, mas o uso desse processo na construção de bombas atômicas levanta questões difíceis e complexas. Podemos escapar de discutir essa dimensão quando explicamos o funcionamento de uma bomba que já devastou duas cidades? A ética não provém de fórmulas, ela nos faz pensar sobre a atuação humana e sobre nossa própria ação perante o outro, e o professor de Química pode encontrar excelentes oportunidades de reflexão durante suas aulas.

Muitos temas concernentes ao universo químico, como explosivos, armas químicas, defensivos agrícolas, plásticos, poluição, radioatividade e tantos outros, podem ser tratados em sala de aula pelo viés da ética. Apresentar o assunto é apenas o começo do processo que pode desencadear a discussão sobre o uso e os impactos do fazer químico. A utilização de defensivos agrícolas se justifica apenas porque consegue manter nossa produção agrícola em níveis compatíveis com nosso consumo? Diminuir o conforto do consumidor, limitando o uso de plásticos, é a solução para evitar essa produção gigantesca e quase descontrolada de lixo? Quais os limites éticos, sociais e morais quando pensamos em aplicações tecnológicas? Nosso aluno certamente será convocado, como cidadão, a opinar, discutir, escolher e tomar decisões sobre esses e outros problemas, e o professor de Química pode contribuir muito na formação do arcabouço ético em sala de aula.

Um outro escopo para o ensino de Química é permitir que os alunos *progridam em seu trabalho e em estudos posteriores*, e essa é a parte mais simples de tratar. Médicos, engenheiros, dentistas, farmacêuticos, entre outros, precisam ter domínio dessa ciência. Não em sua totalidade, mas a atuação profissional depende do uso da Química como ferramenta. Inconcebível pensar em um profissional da área médica que não tenha conhecimentos de cinética e de química orgânica para entender como atua um fármaco no corpo humano. Muitas áreas da engenharia usam o conhecimento químico rotineiramente. É importante o professor mostrar que a Química é a base de sustentação de muitos ofícios. Ao longo das aulas, surgem várias possibilidades de apresentar para os alunos as interconexões entre essa ciência e as diversas profissões.

Autonomia intelectual e pensamento crítico, porém, são objetivos desenhados pela LDB que dizem respeito a todos, e não apenas aos médicos ou engenheiros. Dominar minimamente o raciocínio exigido pela Química é porta de entrada para a construção da cidadania. Nesse campo, a justificativa fica muito mais sutil e complexa.

Em que medida a Química ajuda um cidadão que, em tese, não necessita dessa disciplina para sua atuação profissional? Para entender a profundidade dessa questão, vamos resgatar uma discussão que surgiu no Brasil na década de 1980. A realidade social brasileira, durante séculos, considerou como analfabeto aquele que não sabia ler ou escrever. A palavra *alfabetizado*, por outro lado, identificava e ainda identifica o sujeito que possui essas habilidades. No entanto, muitos sujeitos considerados formalmente alfabetizados mostram-se incapazes de interpretar o que leem. Não conseguem perceber a intenção do texto e de seu autor, fazer inferências, extrair implicações e consequências de afirmações contidas no texto. Desse modo, ficam limitados em sua capacidade de agir ou reagir às informações, aos argumentos e aos pontos de vista contidos nos textos que leem.

Além disso, muitos sujeitos declarados alfabetizados não são capazes de produzir textos narrativos, descritivos ou argumentativos. Considerando que o exercício da cidadania plena em uma sociedade tão dependente da leitura e da escrita exige muito mais do que identificar palavras, ou entender textos curtos, surgiu um novo conceito, o **letramento**, traduzido do termo inglês *literacy*. Este é um passo além da alfabetização, do qual não se espera apenas domínio do vocabulário e da gramática presentes em um texto, mas das ideias contidas nele.

> Um indivíduo letrado é capaz de trabalhar com níveis mais sofisticados de leitura encontrando o argumento do autor, localizando incoerências, buscando informações, identificando gêneros, além de ser capaz de produzir textos adequados ao público a quem se destina transmitindo com clareza e coerência suas ideias. Assim, um sujeito alfabetizado não significa obrigatoriamente que seja letrado.
>
> Paula, H. F.; Lima, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

Esse termo rapidamente foi apropriado pelos teóricos que tratam do ensino de Ciências, e hoje se fala em *letramento científico*. Evidentemente, se consideram níveis de letramento distintos para cada grupo de pessoas. O nível de entendimento de um pesquisador é muito diferente do esperado para um leigo. Então, podemos enxergar um propósito social e geral do letramento científico, no qual a pessoa adquire a capacidade mínima funcional para *agir como consumidor e cidadão*, tendo consciência e compreensão do *impacto da ciência e da tecnologia sobre a sociedade*, como uma forma particular de examinar o mundo natural. O letramento científico envolve, entre outros aspectos, a compreensão dos relatórios e discussões da ciência que aparecem na mídia; a aprendizagem de ciências por seus apelos estéticos; a preparação de cidadãos aptos a usar produtos tecnológicos e discutir seus limites.

> Nesse contexto, o letramento dos cidadãos vai desde o letramento no sentido do entendimento dos princípios básicos de fenômenos do cotidiano até a capacidade de tomada de decisão em questões relativas à ciência e tecnologia em que estejam diretamente envolvidos, sejam decisões pessoais ou de interesse público. Esse letramento envolve, assim, a preparação do cidadão para ser capaz de fazer julgamentos críticos e políticos.
>
> Santos, Wildson Luiz Pereira dos. Letramento em química, educação planetária e inclusão social. *Química Nova*, São Paulo, v. 29, n. 3, maio/jun. 2006. Disponível em: <http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422006000300034>. Acesso em: 10 mar. 2014.

Portanto, também podemos falar de sujeitos que são apenas alfabetizados cientificamente no sentido de que conhecem algumas ideias e fatos atribuídos à Química, sem necessariamente refletir em sua prática social e cotidiana.

> Saber balancear uma reação química, por exemplo, pode ser suficiente para um estudante "passar de ano". No entanto, não significa que ele se apropriou de aspectos da cultura científica para ampliar sua capacidade de interpretar fenômenos naturais e sociais ou o repertório de estratégias e procedimentos para resolução de problemas cotidianos.
>
> Paula, H. F.; Lima, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

> O aprendizado de Química no Ensino Médio "[...] deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si, quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas". Dessa forma, os estudantes podem "[...] julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e tomar decisões autonomamente, enquanto indivíduos e cidadãos".
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 84.

Exames de avaliação de competência estudantil, como o Programa Internacional de Avaliação de Estudantes (Pisa) e o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), são construídos sobre esse conceito de letramento científico. As questões são elaboradas de modo a medir muito mais o domínio que o aluno tem do conhecimento, e se foi capaz de apropriar-se dele, do que o volume de conhecimento adquirido. Muito mais importante do que saber balancear uma equação é o quanto o aluno entende do que ela representa, mostrando-se capaz de retirar mais informações do que aquelas óbvias. Contudo,

> as avaliações realizadas — como, por exemplo, o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), mostram que os alunos não têm conseguido produzir respostas coerentes a partir de um conjunto de dados que exigem interpretação, leitura de tabelas, quadros e gráficos, e não conseguem fazer comparações ou fundamentar seus julgamentos.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *Ocem — Orientações Curriculares para o Ensino Médio. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2006. p. 104.

Ainda, nossa prática docente está mais preocupada com processos de transmissão e retenção do conhecimento científico-tecnológico do que com sua manipulação.

Importante notar que a formação do senso ético de um jovem exige o seu letramento, pois como pode uma pessoa opinar, escolher, julgar e decidir se o assunto em questão é pouco compreendido, ou mal interpretado? Ética e letramento científico se encontram de tal modo indissociados que se torna impossível esperar um comportamento eticamente sensato quando a pessoa está mergulhada na ignorância.

O objetivo do professor de Química, portanto, é fazer o aluno atingir esse patamar superior de letramento científico. A aula deve ser capaz de mostrar o outro mundo por trás de uma equação química, um gráfico ou uma teoria. Não apenas enumerar fenômenos, mas dar sentido a eles, conectando-os à vida do aluno e fazendo com que a aprendizagem de Química seja impactante em seu modo de ler o mundo. Apresentar a ciência como um produto humano, com suas limitações e sucessos, como um processo construído cotidianamente, dentro de uma sistemática e metodologia próprias, sujeitas a falhas, desacertos e desencontros. Desmontar preconceitos mostrando que a ciência em geral e a Química em particular não são boas nem más: deve-se, sim, julgar o uso que se faz delas.

Tudo isso contribui para que nossos alunos tenham um painel mais fidedigno da atividade científica e possam construir seus próprios argumentos quando forem chamados a tomar decisões ou a emitir opiniões dentro da esfera de sua atuação social. De acordo com esse ensino mais significativo, fica fácil para um futuro advogado perceber que o objetivo da Química não é tão mesquinho quanto ensinar a reação de hidrogenação de triglicerídeos. O jovem entende com maior nitidez como opera nossa sociedade e descobre que a Química facilita sua tomada de decisões pessoais, permitindo uma atuação como cidadão que se paute pela busca de uma sociedade mais ética e justa.

> Busca-se uma escola que não se limite ao interesse imediato, pragmático e utilitário. Uma formação com base unitária, no sentido de um método de pensar e de compreender as determinações da vida social e produtiva – que articule trabalho, ciência e cultura na perspectiva da emancipação humana.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *Reestruturação e expansão do Ensino Médio no Brasil*. Brasília, 2008. p . 8.

As habilidades e competências no ensino de Química

Alcançar esse estágio de letramento científico deve ser uma das metas do profissional da Educação. No entanto, parece difícil pôr essa metodologia em prática. De fato, por ser um estágio tão exigente de percepção,

alcançá-lo necessita de um esforço maior do que simplesmente explicar como se faz um balanceamento, ainda que essas operações mais básicas dentro da Química pavimentem nosso trabalho posterior.

Na verdade, podemos enxergar que um indivíduo letrado cientificamente adquire, ao longo de sua vida escolar, uma série de habilidades e competências cognitivas que o torna apto a fazer essa leitura mais sutil da nossa sociedade usando os óculos da ciência. Atingir o letramento demanda a convergência de muitas operações de pensamento, adquiridas durante o processo ensino-aprendizagem, como observação, interpretação, comparação, resumo, inferência, extrapolação, estimativa, organização de dados e tantas outras.

Evidentemente, o caminho cognitivo necessário para atingir esse grau de excelência foi objeto de estudo de muitos pesquisadores, e podemos destacar o trabalho de Piaget nesse sentido. Debruçando-se na maneira como as crianças interagem com o mundo e o interpretam, Piaget elaborou uma teoria que lança luz sobre a gênese do conhecimento humano.

> As competências gerais que são avaliadas no Enem estão estruturadas com base nas competências descritas nas operações formais da teoria de Piaget, tais como: a capacidade de considerar todas as possibilidades para resolver um problema; a capacidade de formular hipóteses; de combinar todas as possibilidades e separar variáveis para testar influência de diferentes fatores; o uso do raciocínio hipotético-dedutivo, da interpretação, análise, comparação e argumentação, e a generalização dessas operações a diversos conteúdos.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002. p. 16.

Não há receita nem definição única ou universal para as competências, que são qualificações humanas amplas, múltiplas e que não se excluem entre si; ou para a relação e a distinção entre competências e habilidades. Por exemplo, os Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio (PCNEM) explicitam três conjuntos de competências: comunicar e representar; investigar e compreender; contextualizar social ou historicamente os conhecimentos. Por sua vez, de forma semelhante, mas não idêntica, o Enem aponta cinco competências gerais: dominar diferentes linguagens, desde idiomas até representações matemáticas e artísticas; compreender processos, sejam eles sociais, naturais, culturais ou tecnológicos; diagnosticar e enfrentar problemas reais; construir argumentações; e elaborar proposições solidárias. Tanto nos PCNEM como no Enem relacionam-se as competências a um número bem maior de habilidades.

> Pode-se, de forma geral, conceber cada competência como um feixe ou uma articulação coerente de habilidades. Tomando-as nessa perspectiva, observa-se que a relação entre umas e outras não é de hierarquia. Também não se trata de gradação, o que implicaria considerar habilidade como uma competência menor. Trata-se mais exatamente de abrangência, o que significa ver habilidade como uma competência específica. Como metáfora, poder-se-ia comparar competências e habilidades com as mãos e os dedos: as primeiras só fazem sentido quando associadas às últimas.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 15.

Assim, considerando os PCNEM da área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias, temos as três habilidades mencionadas que se abrem para as seguintes competências na disciplina Química.

Representação e comunicação

- Descrever as transformações químicas em linguagens discursivas.
- Compreender os códigos e símbolos próprios da Química atual.
- Traduzir a linguagem discursiva em linguagem simbólica da Química e vice-versa. Utilizar a representação simbólica das transformações químicas e reconhecer suas modificações ao longo do tempo.
- Traduzir a linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química: gráficos, tabelas e relações matemáticas.
- Identificar fontes de informação e formas de obter informações relevantes para o conhecimento da Química (livro, computador, jornais, manuais etc.).

Investigação e compreensão

- Compreender e utilizar conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-empírica).
- Compreender os fatos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-formal).
- Compreender dados quantitativos, estimativa e medidas, compreender relações proporcionais presentes na Química (raciocínio proporcional).
- Reconhecer tendências e relações a partir de dados experimentais ou outros (classificação, seriação e correspondência em Química).
- Selecionar e utilizar ideias e procedimentos científicos (leis, teorias, modelos) para a resolução de problemas qualitativos e quantitativos em Química, identificando e acompanhando as variáveis relevantes.

- Reconhecer ou propor a investigação de um problema relacionado à Química, selecionando procedimentos experimentais pertinentes.
- Desenvolver conexões hipotético-lógicas que possibilitem previsões acerca das transformações químicas.

Contextualização sociocultural

- Reconhecer aspectos químicos relevantes na interação individual e coletiva do ser humano com o ambiente.
- Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo, industrial e rural.
- Reconhecer as relações entre o desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos sociais, políticos e culturais.
- Reconhecer os limites éticos e morais que podem estar envolvidos no desenvolvimento da Química e da tecnologia.

O documento PCN+ da área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias esmiúça essas competências elencadas anteriormente.

Matriz curricular de Química para o Enem

Desde sua implantação, os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) não trazem um currículo escolar em si. Como seu próprio nome enfatiza, esses documentos estabelecem as linhas mestras para que cada instituição escolar monte seu próprio currículo.

> Ao se tratar da organização curricular tem-se a consciência de que a essência da organização escolar é, pois, contemplada. Por outro lado, um conjunto de questões emerge, uma vez que o currículo traz na sua construção o tratamento das dimensões histórico-social e epistemológica. A primeira afirma o valor histórico e social do conhecimento; a segunda impõe a necessidade de reconstruir os procedimentos envolvidos na produção dos conhecimentos.
>
> Além disso, a política curricular deve ser entendida como expressão de uma política cultural, na medida em que seleciona conteúdos e práticas de uma dada cultura para serem trabalhados no interior da instituição escolar.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 7-8.

Não faz sentido falar em quantidade mínima ou máxima de conteúdo de Química a ser ensinado. Cada escola, cada classe, conforme suas peculiaridades, escolherá o caminho. No entanto, em 2008, o Instituto de Estudos Pedagógicos Anísio Teixeira (Inep), instituição governamental responsável pelo Enem, lançou matrizes curriculares com o objetivo de nortear estudantes, professores e gestores educacionais e prepará-los mais adequadamente para esse exame, considerando que o Enem passou a ser o único instrumento de avaliação para os processos de admissão em muitas universidades públicas. A matriz curricular de Química está transcrita a seguir.

Transformações químicas
Evidências de transformações químicas. Interpretando transformações químicas. Sistemas gasosos: Lei dos gases. Equação geral dos gases ideais, Princípio de Avogadro, conceito de molécula; massa molar, volume molar dos gases. Teoria cinética dos gases. Misturas gasosas. Modelo corpuscular da matéria. Modelo atômico de Dalton. Natureza elétrica da matéria: Modelo atômico de Thomson, Rutherford, Rutherford-Böhr. Átomos e sua estrutura. Número atômico, número de massa, isótopos, massa atômica. Elementos químicos e Tabela periódica. Reações químicas.

Representação das transformações químicas
Fórmulas químicas. Balanceamento de equações químicas. Aspectos quantitativos das transformações químicas. Leis ponderais das reações químicas. Determinação de fórmulas químicas. Grandezas químicas: massa, volume, mol, massa molar, constante de Avogadro. Cálculos estequiométricos.

Materiais, suas propriedades e usos
Propriedades de materiais. Estados físicos de materiais. Mudanças de estado. Misturas: tipos e métodos de separação. Substâncias químicas: classificação e características gerais. Metais e ligas metálicas. Ferro, cobre e alumínio. Ligações metálicas. Substâncias iônicas: características e propriedades. Substâncias iônicas do grupo: cloreto, carbonato, nitrato e sulfato. Ligação iônica. Substâncias moleculares: características e propriedades. Substâncias moleculares: H_2, O_2, N_2, $C\ell_2$, NH_3, H_2O, $HC\ell$, CH_4. Ligação covalente. Polaridade de moléculas. Forças intermoleculares. Relação entre estruturas, propriedade e aplicação das substâncias.

Água
Ocorrência e importância na vida animal e vegetal. Ligação, estrutura e propriedades. Sistemas em solução aquosa: soluções verdadeiras, soluções coloidais e suspensões. Solubilidade. Concentração das soluções. Aspectos qualitativos das propriedades coligativas das soluções. Ácidos, bases, sais e óxidos: definição, classificação, propriedades, formulação e nomenclatura. Conceitos de ácidos e bases. Prin-

cipais propriedades dos ácidos e bases: indicadores, condutibilidade elétrica, reação com metais, reação de neutralização.

Transformações químicas e energia
Transformações químicas e energia calorífica.Calor de reação. Entalpia. Equações termoquímicas. Lei de Hess. Transformações químicas e energia elétrica. Reação de oxirredução. Potenciais padrão de redução. Pilha. Eletrólise. Leis de Faraday. Transformações nucleares. Conceitos fundamentais da radioatividade. Reações de fissão e fusão nuclear. Desintegração radioativa e radioisótopos.

Dinâmica das transformações químicas
Transformações químicas e velocidade. Velocidade de reação. Energia de ativação. Fatores que alteram a velocidade de reação: concentração, pressão, temperatura e catalisador.

Transformação química e equilíbrio
Caracterização do sistema em equilíbrio. Constante de equilíbrio. Produto iônico da água, equilíbrio ácido-base e pH. Solubilidade dos sais e hidrólise. Fatores que alteram o sistema em equilíbrio. Aplicação da velocidade e do equilíbrio químico no cotidiano.

Compostos de Carbono
Características gerais dos compostos orgânicos. Principais funções orgânicas. Estrutura e propriedades de hidrocarbonetos. Estrutura e propriedades de compostos orgânicos oxigenados. Fermentação. Estrutura e propriedades de compostos orgânicos nitrogenados. Macromoléculas naturais e sintéticas. Noções básicas sobre polímeros. Amido, glicogênio e celulose. Borracha natural e sintética. Polietileno, poliestireno, PVC, Teflon, náilon. Óleos e gorduras, sabões e detergentes sintéticos. Proteínas e enzimas.

Relações da Química com as tecnologias, a sociedade e o meio ambiente
Química no cotidiano. Química na agricultura e na saúde. Química nos alimentos. Química e ambiente. Aspectos científico-tecnológicos, socioeconômicos e ambientais associados à obtenção ou produção de substâncias químicas. Indústria química: obtenção e utilização do cloro, hidróxido de sódio, ácido sulfúrico, amônia e ácido nítrico. Mineração e metalurgia. Poluição e tratamento de água. Poluição atmosférica. Contaminação e proteção do ambiente.

Energias químicas no cotidiano
Petróleo, gás natural e carvão. Madeira e hulha. Biomassa. Biocombustíveis. Impactos ambientais de combustíveis fósseis. Energia nuclear. Lixo atômico. Vantagens e desvantagens do uso de energia nuclear.

Brasil, Ministério da Educação. *Matriz de referência para o Enem*. Brasília, 2009.

Nesta coleção, pretende-se que esses assuntos listados sejam tratados com a profundidade necessária para que o aluno desenvolva as habilidades e as competências especificadas na matriz de referência do Enem.

Estrutura da obra

A unidade

Os três volumes desta coleção estão divididos em unidades, que formam blocos didáticos agregando assuntos que guardam forte conexão entre si. O objetivo da unidade é alinhar conceitos que, apesar de estarem ancorados em tópicos anteriores, se amarram mutuamente, formando um corpo conceitual maior.

Cada capítulo

Os capítulos agrupados dentro de determinada unidade detalham os conceitos, enlaçando-os com aqueles previamente discutidos e preparando o fundamento para aportar conceitos futuros. A teoria é apresentada logo no início com ilustrações, diagramas e esquemas cuidadosamente escolhidos, de modo a ilustrar com clareza aquilo que é apresentado. A obra procura trazer cada assunto dentro de uma sequência didática, que permite simplificar sua apresentação e possibilitar uma construção de conceitos que saia do simples e atinja o complexo, sempre colocando exemplos ilustrativos. Ao longo do texto, há pequenos comentários e observações para esclarecer ou contextualizar melhor a discussão. Também são apresentados vários boxes que ilustram aplicações sociotecnológicas, descrevem substâncias relevantes do ponto de vista industrial ou do cotidiano, ou então apresentam eventos históricos proeminentes, atrelados aos fenômenos discutidos. Esses são ricas fontes de exemplos que podem servir como temas iniciais para o assunto que será tratado pelo professor.

A seguir são apresentadas as seções que compõem os capítulos.

Exercícios resolvidos

Nestes exercícios, aplicamos os conceitos teóricos em situações criativas e envolventes. Eles servem também para a ampliação dos conhecimentos.

Com vistas a permitir ao professor a opção de abordar ou não esses exercícios, sua resolução é feita detalhadamente e indica, de maneira clara, os conceitos e as unidades de grandeza envolvidos e os cálculos efetuados, para que o aluno compreenda cada passagem.

Em vários exercícios desta seção apresentamos mais de um modo de solução, a fim de evitar a mecanização pura e simples na resolução.

Exercícios fundamentais

Com o auxílio de fotografias, ilustrações e textos interessantes, são cobrados dos alunos os conteúdos teóricos fundamentais. Essa série de exercícios fornece ao educando um embasamento melhor para enfrentar situações teóricas mais aprofundadas.

Testando seu conhecimento

Este conjunto de exercícios funciona como sequência do texto teórico e apresenta grau de dificuldade crescente.

Aprofundando seu conhecimento

A princípio, recomendamos que esta série de atividades seja resolvida pelos alunos, visando à obtenção de um aprofundamento teórico. No entanto, alguns desses exercícios podem ser utilizados pelo professor, em classe, para uma discussão teórica mais detalhada ou para a introdução de conceitos paralelos.

Química e...

Somente podemos afirmar que um aluno entende Química quando é capaz de refletir sobre o conhecimento, fazer relações relevantes, aprofundar sua leitura dos fatos cotidianos considerando as múltiplas abordagens trazidas pela ciência. Para o adolescente, essa aprendizagem significativa é fundamentada essencialmente na relação dialética que se constitui entre o conhecimento e o mundo, entre o saber escolar e seu dia a dia. Para estabelecer mais claramente esse elo entre a sala de aula e o "mundo lá fora", o tópico *Química e...* relaciona aplicações expressivas dos fatos químicos com diversos eixos temáticos, como trabalho, saúde, meio ambiente, cotidiano, cidadania etc. Essa parte não deve ser vista como "perfumaria", bastando apenas um breve comentário do professor. Na verdade, esse conteúdo é fonte fundamental de exemplos e deve ser incorporado à estrutura da aula. Fazendo isso, além de contextualizar o que é dito, o docente traz o aluno para junto de si, na medida em que o aproxima do saber e fazer químicos. Explorar esses pequenos textos faz o professor de Química mirar o universo do adolescente mostrando que essa ciência é poderosa para desvendar a realidade.

Atividade experimental

Como qualquer ciência natural, a Química é eminentemente experimental, e seu arcabouço teórico é construído com base em dados obtidos a partir de ensaios e testes. Então, a apresentação dos fenômenos e sua discussão a partir de atividades experimentais é uma porta de entrada para o raciocínio envolvido nessa construção. Observar ou mesmo verificar fenômenos e usar modelos oriundos da Química para explicá-los são exercícios importantes que não devem ser subestimados pelo docente. *Falar* de indicadores é muito pouco comparado com o impacto cognitivo que causa quando *mostramos* um indicador e sua mudança de cor em diferentes meios. Assim, esse tipo de trabalho tem uma dimensão de aprendizagem que nunca é plenamente coberta apenas com aulas expositivas, nas quais os fenômenos são meramente descritos em um texto ou na fala do professor.

Para estimular sua aplicação, nessa seção são apresentados procedimentos relativamente simples, ou que necessitam de poucos recursos, pois a falta de reagentes ou equipamentos sofisticados não deve prejudicar o curso de Química. Buscou-se sempre propostas que possam ser realizadas com materiais de fácil acesso e que ofereçam baixos riscos. Quando pertinente, há indicações muito claras de cuidados que devem ser tomados naqueles experimentos que exijam reagentes perigosos em técnicas mais complexas.

Em escolas que não dispõem de espaços físicos específicos para a realização dessas práticas, o docente pode adaptá-los como atividades demonstrativas. Quando o professor julgar conveniente e não houver riscos, pode-se pedir que o aluno realize-as em casa, trazendo os resultados para serem discutidos em grupo, na sala de aula.

Leia, analise e responda

A autonomia intelectual deve ser um dos objetivos últimos da prática docente, já que aprender a aprender é uma das qualidades mais almejadas na sociedade. Entretanto, esse estágio é fruto de um trabalho metódico e minucioso e deve fazer parte da rotina da sala de aula. Assim, a intenção dessa seção é munir o professor de textos que permitam criar essas oportunidades. São textos curtos, que também enfatizam o caráter interdisciplinar do conhecimento, na medida em que muitos deles tratam de temas limítrofes, tocando distintas áreas do conhecimento, como Química e Biologia, ou Química e Física, estabelecendo diálogos entre diferentes disciplinas. Após cada texto, há questões de verificação que permitem ao aluno desenvolver habilidades como localizar informações, fazer comparações, estabelecer relações, construir argumentações, entre outras, e também refletir sobre aquilo que foi lido, aprofundando sua compreensão e ampliando seu repertório.

Como sugestão de aplicação, o professor, sem nenhuma explicação prévia, pode pedir que cada aluno leia o texto e responda as questões em seguida. Como o foco é treinar a independência discente, o professor deve ocupar um papel secundário, pois as respostas devem ser buscadas apenas pelos alunos, com a mínima intervenção do profissional. Em textos mais exigentes, pode-se desenvolver esse trabalho em grupos.

Química: uma ciência da natureza

Sendo a Química uma construção humana, a definição de seus limites passa pela arbitrariedade de

seus construtores. Qual assunto diz respeito à Química? O que é tratado pela Biologia ou pela Física? Todavia, as Ciências Naturais não permitem enquadramentos simples. Termos como bioquímica, físico-química, biofísica são inevitáveis, já que muitos assuntos transitam tranquilamente em mais de uma disciplina. O estudo de proteínas, por exemplo, exige conhecimentos químicos, para entender sua composição, integra saberes da Biologia, para entender sua função nos organismos vivos, e necessita da Física, que fornece as técnicas que permitem elucidar sua estrutura. Essa seção mostra o caráter multidisciplinar das Ciências Naturais, que buscam ampliar o nível de entendimento do Universo. Os temas dos textos foram selecionados para evidenciar a ligação entre Química, Física e Biologia, mostrando a impossibilidade de reduzir fenômenos à esfera de atuação desta ou daquela ciência, e ratificando que essas divisões são puramente acadêmicas.

Integrando conceitos

Uma das dificuldades em ensinar Química é evitar que o conhecimento seja oferecido ao aluno em fragmentos. Assuntos similares devem manter sua conexão mesmo quando apresentados distantes temporalmente. Por exemplo, após estudar os ácidos orgânicos, o estudante deve ser capaz de estabelecer relação com o comportamento dos ácidos inorgânicos perante uma base, mesmo tendo visto esse assunto muito antes. Visando manter essa coesão entre os conceitos, essa seção tem um texto introdutório amplo e que procura integrar as ideias do capítulo e da unidade, quando for o caso. *Integrando conceitos* agrupa e relaciona as ideias construindo uma rede que permitirá agregar novos saberes e estabelecer pontes com aqueles mais antigos, formando, assim, um todo orgânico.

Sugestões de atividades pedagógicas

Alcançar o letramento científico e desenvolver o senso ético é o alvo final do processo educacional trilhado pela disciplina de Química. Impõem-se, portanto, algumas questões: Como a aula criará as condições pedagógicas adequadas? Quais atividades podem ser propostas para desenvolver as habilidades e competências cognitivas dos jovens? Nesse ponto, vale a pena reforçar que apenas aulas expositivas não são suficientes. A mera apresentação de um tema, com o professor falando diante dos alunos, por mais interessante ou pertinente que seja, não permite criar um ambiente que desenvolva as diversas competências. O aluno precisa ser chamado a participar do processo didático e ele, auxiliado pelo professor, é quem deve ser o principal ator das situações de aprendizado. O professor, cada vez mais, deve ocupar o papel de mediador, e não mais de mero transmissor de informações. Mediador entre o aluno e a Química, entre o aluno e o seu próprio processo de ensino-aprendizagem. Torna-se indispensável desenvolver uma atitude mais ativa do aluno, para que ele chegue a uma autonomia intelectual que permita sua completa inserção em uma sociedade carente de autonomia.

Assim, é dada a seguir uma série de sugestões de atividades que podem ser aplicadas em qualquer um dos capítulos do livro, a critério do professor. Importante ressaltar que elas foram pensadas de modo a exigir a participação do aluno, portanto, o professor não deve encaminhar o raciocínio do educando na primeira dificuldade. Esse protagonismo do estudante só se concretiza quando o jovem busca por si a resposta, sem a necessidade de intermediação constante. Haverá muitos desacertos, muitas incorreções, mas que se constituem no fundamento da construção de uma atitude autônoma. Evidentemente, essas ideias absolutamente não esgotam as possibilidades de atividades em sala. Elas são apenas o início da conversa.

Seminários

Provavelmente essa prática é uma das melhores oportunidades para o aluno desenvolver sua comunicação oral. O seminário tanto pode ser individual como em grupo, ter 10 minutos ou durar toda a aula, então é importante o professor explicitar **como** deseja que o seminário seja encaminhado. Fazer uma orientação por escrito para o aluno ajuda-o na montagem de uma atividade que não pode ser considerada trivial, no sentido de que muitas vezes ele não conhece com clareza as características de um seminário. Veja algumas sugestões.

- Os jovens podem fazer um ou dois cartazes com tópicos sucintos que trazem a essência do tema. Se necessário, colocar alguma figura com legenda que seja fundamental para o entendimento dos colegas. Pode ser usada a lousa para fazer o resumo, mas cuide para que isso não diminua o tempo de apresentação.
- O seminário pode ocupar apenas uma parte da aula. O professor poderá usar o restante do tempo para elaborar perguntas para o grupo, de modo a verificar se o assunto foi adequadamente abordado, ou para esclarecer as possíveis dúvidas.
- O conteúdo dado no seminário pode ser exigido em avaliações; assim se consegue uma participação mais ativa dos alunos, evitando que a atenção da classe se perca com facilidade.

- O tema do seminário pode ser a complementação de um capítulo do livro. Por exemplo, após a classe estudar decaimento radioativo e fissão nuclear, o professor pode propor um seminário sobre bomba atômica, usina nuclear ou acidentes nucleares. Os textos das seções *Química e...*, *Química: uma ciência da natureza*, *Integrando conceitos* e *Leia, analise e responda* presentes nesta coleção constituem fontes importantes de sugestões de assuntos.

Aprendendo por si

A autonomia certamente é uma das maiores qualidades que buscamos desenvolver em nossos alunos. Desde a Educação Infantil até o Ensino Superior, a pessoa gradativamente diminui sua dependência da figura do professor e adquire cada vez mais confiança para aprender por si mesma. Aliás, o autodidatismo é uma das características mais importantes para um bom desempenho no mundo do trabalho, tanto que *proatividade* se tornou jargão obrigatório para descrever as qualidades de um futuro colaborador de uma organização. Porém, aprender por si também exige treinamento, e o professor pode criar situações pedagógicas que propiciem o desenvolvimento dessa capacidade.

O professor seleciona um trecho de um capítulo do livro cujo assunto seja o mais próximo possível da realidade do aluno. Temas muito abstratos ou com raciocínio que se distancia demais do cotidiano são complexos e desencorajam o aluno. Alguns tópicos de atomística ou de equilíbrio químico exigem elaboração maior e níveis mais sofisticados de cognição, assim, necessitam de um tratamento mediado pelo professor. Entretanto, temas como soluções ou separação de misturas, por exemplo, permitem que o aluno realize as tarefas com autonomia. A seção *Leia, analise e responda*, presente em diversos capítulos, foi elaborada para cumprir esse papel.

Após a escolha do trecho do livro, o professor, em aula, pede aos alunos que leiam o texto teórico e imediatamente respondam às questões associadas, sem explicação prévia. Ou seja, o aluno fará os exercícios embasado apenas naquilo que leu e no seu repertório de conhecimento. Resolver a atividade em aula evita interferências de outros adultos, como os pais, caso seja feita em casa.

No início, os estudantes farão perguntas toda vez que se depararem com alguma parte mais trabalhosa, pedindo que o professor os ajude. Contudo, o objetivo dessa atividade é justamente subtrair esse papel do professor, que deve insistir que os alunos façam o exercício por conta própria. Realizar a atividade em duplas nas primeiras vezes pode diminuir a ansiedade dos alunos.

Preparação de questionários

Essa sugestão de atividade caminha lado a lado com a anterior, já que também tem como objetivo final a autonomia intelectual, exigindo que o estudante domine competências para uma leitura mais significativa.

O professor seleciona um trecho do livro cujo tema não seja muito complexo em um primeiro contato. As seções *Química e...*, *Química: uma ciência da natureza* e *Integrando conceitos* presentes nesta coleção fornecem ótimos subsídios textuais para esse tipo de atividade. Sem dar explicações anteriores, o professor pede que os alunos leiam o texto e elaborem questões sobre ele com as respectivas respostas. Evidente que há o risco de o aluno criar perguntas muito superficiais ou óbvias demais. O professor pode solicitar, então, que determinada questão trate de tal aspecto do texto, ou ainda, se o tema escolhido tiver um tratamento matemático, fornecer um resultado numérico, e pedir para que o aluno monte um enunciado cuja resolução atinja o valor proposto.

Preparação de procedimentos de atividades experimentais

O livro apresenta muitas atividades experimentais para serem desenvolvidas, mas não foi feita uma apresentação exaustiva de tudo que poderia ser proposto para tratar experimentalmente determinados fenômenos.

O professor pode selecionar um fenômeno químico que poderia ser trabalhado como uma atividade experimental, levando em consideração material, reagentes, equipamentos disponíveis e, principalmente, os riscos envolvidos, propondo aos alunos que descrevam um procedimento que permita verificar experimentalmente aquele fenômeno. Após o professor examinar sua viabilidade, os alunos executam o experimento, sempre tendo em vista a segurança na seleção de reagentes e técnicas laboratoriais.

Como exemplo, pode-se pedir aos alunos que elaborem um roteiro que permita comparar o desempenho de sabões e detergentes na limpeza de tecidos em diversas condições de lavagem (água fria ou quente, alto ou baixo teor de íons cálcio, meio neutro, ácido ou alcalino etc.). Ou ainda estudar as cores assumidas por pigmentos vegetais (extrato de flores, como rosa vermelha, ou extrato de frutas, como morango ou uva) em condições variadas de pH (desde soluções fortemente ácidas até soluções fortemente alcalinas). Uma pesquisa mais atenta em livros de Química desenrola um universo rico de fenômenos que podem ser tratados na prática.

Elaboração de resumos

A operação cognitiva de resumir será exigida dos jovens em diversas oportunidades, seja na leitura de um jornal, descrevendo um filme ou uma peça de teatro para um amigo, ou elaborando um relatório de atividade em seu trabalho. Contudo, esse saber exige a capacidade de uma leitura profunda e relevante, pois o aluno deve ser capaz de localizar a intenção do autor e os objetivos ocultos no texto sabendo selecionar as informações importantes, separando-as das irrelevantes.

Essa capacidade pode ser desenvolvida em diversas oportunidades. O docente pode pedir que seus alunos entreguem, no final de cada capítulo, um resumo dos conceitos, ou que façam um fichamento de um trecho do livro. Também é possível integrar essa prática com a atividade *Aprendendo por si*, na qual o aluno deverá, após a leitura do texto, elaborar um resumo e responder às questões associadas.

Importante ressaltar que o ato de resumir não é tão trivial assim. Os estudantes mostram dificuldades sistemáticas, já que primeiro é necessário entender sem superficialidade o que se lê, depois é preciso hierarquizar as ideias, para finalmente resumir o texto ressaltando os pontos relevantes. Muitos jovens creem que basta grifar frases em um texto e agrupá-las em um novo trecho sem elaboração maior. No início, o professor precisará explicar em que consiste um resumo e até conduzir o processo para exemplificar, se não a atividade se reduzirá a apenas destacar frases soltas do livro.

Pesquisa

Esse tipo de trabalho pedagógico teve sua aplicação tão desvirtuada dentro da sala de aula que alguns professores torcem o nariz só em sua menção. *Fazer uma pesquisa*, em muitos casos, virou sinônimo de *trabalhinho simples que vai garantir nota*. Isso aconteceu porque foi criado um falso entendimento de que pesquisar é apenas selecionar e copiar trechos de livros. Com a massificação da Internet, o trabalho de pesquisa foi relegado a uma atividade pedagógica de nível inferior, já que, em muitos casos, basta o aluno digitar o tema da pesquisa em algum *site* de busca e copiar/colar os textos encontrados. Nesse caso, nem o trabalho de transcrever é necessário! Porém esse tipo de atitude pode refletir uma falta de orientação do professor, ou uma ausência de posicionamento do docente sobre o ato de *pesquisar*, verbo que é muito mais complexo do que *copiar*. Porém, na maior parte das vezes, o insucesso desse trabalho recai na escolha inadequada do tema da pesquisa.

A chave de um trabalho satisfatório de pesquisa se inicia pela **escolha do tema** que será desenvolvido. Uma orientação benfeita do professor não garante o sucesso da atividade se o assunto permitir que o estudante apenas corte/cole trechos de um *site* ou livro. O tema deve exigir uma tomada de posicionamento do aluno, uma opinião perante um dilema, uma sugestão de ação, coisas que não podem simplesmente ser copiadas.

Por exemplo, o tema *o início da Química Orgânica* é meramente informativo e abre espaço para que o jovem transforme pesquisa em cópia. Mas o professor pode detalhá-lo de modo a exigir uma opinião final, por exemplo: *Usando o caso do experimento da síntese da ureia por Wöhler, discuta como o fato de um cientista ser renomado interfere na aceitação de um fato experimental*. Note como essa sugestão modificou o caráter da pesquisa. Agora o aluno deverá saber quem foi Wöhler, o que ele fez, como essa ação impactou na Química e como os cientistas reagiram a isso. Durante essa busca, o aluno encontrará o nome de Berzelius e sua teoria da força vital e notará que, mesmo sendo um químico de renome, as ideias de Wöhler não foram imediatamente derrubadas. Assim, não basta o aluno digitar o tema em um buscador da Internet. Além de exigir um levantamento das informações para se inteirar do fato histórico, a leitura delas deverá ser cuidadosa e significativa.

As seções *Química e...* e *Química: uma ciência da natureza*, presentes em diversos capítulos, são fonte importante de temas. Todavia, como foi discutido, se o professor quer um trabalho de pesquisa que não se torne mero processo de compilação, ele deve ter o cuidado de elaborar um tema que exija reflexão. Isso aproxima o trabalho escolar do método científico, pois um cientista não elabora uma pesquisa de fontes bibliográficas apenas recortando trechos de artigos científicos, já que para ele há uma pergunta a ser respondida, uma opinião a ser emitida, e a função da pesquisa é levantar informações que possibilitem esse fim.

Debate

Saber construir e defender uma ideia é uma qualidade importante, e o professor pode participar do desenvolvimento dela. Uma das competências de redação do Enem está reproduzida abaixo.

> Selecionar, relacionar, organizar e interpretar informações, fatos, opiniões e argumentos em defesa de um ponto de vista.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002.

Mesmo integrando outra disciplina, essa competência é fundamental em todas as áreas do conhecimento e certamente pode ser concretizada pela realização de um debate. Argumentar é uma operação cognitiva sofisticada, na medida em que mobiliza muitas ações internas. Não é possível tecer uma

opinião razoável sem conhecer os dois lados da questão, sem vislumbrar a complexidade do tema. Não basta "ouvir falar", para argumentar é necessária uma imersão no problema para conhecer os pontos fortes e fracos de cada posicionamento. E o debate cria um ambiente pedagógico ideal para lapidar essa habilidade.

A escolha do assunto é o centro do processo, porque o envolvimento do aluno dependerá do que será debatido. Há temas controversos, que criam polaridades imediatamente, e a Química é fértil para gerar esse tipo de tema. Sendo uma ciência de grande aplicação prática, ela é tão presente em nosso dia a dia que seus produtos tecnológicos sempre geraram polêmicas. O uso de agroquímicos, por exemplo. O professor pode dividir a classe em dois grupos de alunos; um deles irá defender o uso de agroquímicos, e outro, seu banimento. Contudo, o estudante precisa **construir** sua argumentação com base em fatos, caso contrário, o debate se limita ao "achismo". Dessa maneira, um trabalho de pesquisa prévio é imprescindível. O professor precisará combinar as regras do debate, como tempo de pergunta e de resposta, se haverá réplica e tréplica, se alguns alunos serão os juízes, de modo a escolher o grupo que melhor defendeu seu ponto de vista etc. Provavelmente muitos alunos se sentirão desconfortáveis em defender ou atacar determinado tema, mostrando que tomar decisões ou defender posições nos tira da zona de conforto. Talvez, no final, muitos percebam que apenas o *sim* ou o *não*, sem uma reflexão cuidadosa sobre o assunto, podem ser escolhas perigosas. Há muitas lições que podem ser retiradas de um debate, e a sensibilidade do professor será importante para destacá-las.

Sendo o tema parte significativa do sucesso de um debate, esta coleção de Química apresenta muitas sugestões. Questões ambientais são, via de regra, aquelas que melhor se encaixam nesse tipo de atividade, pois, além de estarem na mídia com frequência e gerarem muitas opiniões, afetam diretamente nossas escolhas como consumidores e cidadãos. Igualmente, o debate é uma boa oportunidade de agregar saberes de outras disciplinas, como Biologia, Geografia, História, Sociologia, Física, Filosofia, tornando-o uma atividade interdisciplinar produtiva.

Integração na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Os parâmetros curriculares nacionais e os documentos oficiais que os dimensionam dão ênfase a que o ensino não se feche em disciplinas, mas que amplie o universo do estudante, mostrando que o conhecimento humano transcende essa divisão artificial definida apenas para facilitar o trabalho humano de decifrar a natureza. A escola deve ser capaz de revelar que o conhecimento não é intrinsecamente fragmentado, permitindo que o aluno transite por ele com naturalidade, sem se prender a rótulo ou tropeçar em limites muitas vezes discutíveis.

> Ainda que as disciplinas não sejam sacrários imutáveis do saber, não haveria qualquer interesse em redefini-las ou fundi-las para objetivos educacionais. É preciso reconhecer o caráter disciplinar do conhecimento e, ao mesmo tempo, orientar e organizar o aprendizado, de forma que cada disciplina, na especificidade de seu ensino, possa desenvolver competências gerais. Há nisso uma contradição aparente, que é preciso discutir, pois específico e geral são adjetivos que se contrapõem, dando a impressão de que o ensino de cada disciplina não possa servir aos objetivos gerais da educação pretendida.
>
> Em determinados aspectos, a superação dessa contradição se dá em termos de temas, chamados de transversais, cujo tratamento transita por múltiplas disciplinas; no entanto, nem todos os objetivos formativos podem ser traduzidos em temas. A forma mais direta e natural de se convocarem temáticas interdisciplinares é simplesmente examinar o objeto de estudo disciplinar em seu contexto real, não fora dele. Por exemplo, sucata industrial ou detrito orgânico doméstico, acumulados junto de um manancial, não constituem apenas uma questão biológica, física, química; tampouco é apenas sociológica, ambiental, cultural, ou então só ética e estética – abarcam tudo isso e mais que isso.
>
> Brasil, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 14.

Esses temas para o trabalho escolar podem surgir por várias motivações, e que não foram necessariamente planejadas no início do ano. Um debate pode surgir de estudo de campo feito pelos alunos, de um fato que repercutiu na mídia, de uma demanda da comunidade. Os temas que envolvem o ambiente se fazem muito presentes no cotidiano dos alunos, principalmente com a percepção cada vez maior de que estamos usando nossos recursos naturais mais rapidamente do que sua capacidade de reposição; preocupações dessa natureza estão se tornando pauta de discussões de muitos grupos da sociedade.

A sensibilidade da equipe de professores será importante na escolha de temas que facilitem o engajamento dos estudantes, permitindo um múltiplo olhar e que mostrem seus objetivos com facilidade.

A cana-de-açúcar, por exemplo, emerge como tema relevante em uma comunidade cujos pais trabalham em atividades agrícolas ligadas a esse cultivo. O próprio cotidiano do aluno pode se transformar em um grande tema de trabalho. Condições de plantio, situação dos boias-frias, tipos de cultivo, produtos provenientes desse cultivo, cada um desses assuntos necessita de várias abordagens: química, biológica, geográfica, histórica etc.

Nas seções *Química e...*, *Leia, analise e responda* e *Química: uma ciência da natureza* há muitos assuntos que podem ser expandidos e abordados com temas transversais. O texto-base para esse tipo de trabalho pode, inclusive, ser retirado de uma dessas seções. Conforme a abordagem, é possível estabelecer diálogos entre diferentes partes do livro, e entre essas partes com outras disciplinas. Trabalhos que agregam saberes ajudam a amplificar a percepção de mundo do estudante, mostrando que, isolada, nenhuma área do conhecimento é capaz de fornecer uma compreensão profunda de qualquer tipo de problema, muito menos fornecer respostas plenamente exequíveis. A natureza possui uma complexidade intrínseca que exige abordagens múltiplas. A divisão em disciplinas faz sentido apenas em termos pedagógicos, pois o conhecimento é construído por meio da composição de diferentes olhares.

Atividades experimentais

Dentro do imaginário coletivo, a Química está indissociada do trabalho experimental, posto que a imagem de um laboratório imediatamente remete às atividades químicas. Objetos como erlenmeyers e tubos de ensaio vincularam-se tão fortemente a essa ciência que parecem sinônimos. Essa forte correlação sempre nos lembra que a Química surgiu da experimentação, todavia, não apenas dela, mas da aplicação de uma metodologia que, *grosso modo,* extrai respostas da natureza através da observação sistemática de seus fenômenos. Hoje, evidentemente, esse vínculo entre a atividade experimental e o *fazer químico* adquiriu outro caráter. Já se concebe uma Química teórica que prescinde do laboratório, apesar de exigir dados experimentais para seu embasamento ou sua corroboração. Entretanto, dentro do ensino formal, a atividade experimental merece especial atenção, traduzindo-se no estímulo dado às

> atividades teórico-práticas amparadas em laboratórios de ciências, matemática e outros que apoiem processos de aprendizagem nas diferentes áreas do conhecimento.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *Ensino Médio Inovador*. Brasília, 2009.

Assim, os raciocínios, as habilidades e as competências que se procuram desenvolver no curso de Química têm uma ancoragem muito maior na estrutura cognitiva do aluno quando a experimentação está presente. Todavia, deve ficar claro aqui que a experimentação na escola média tem função pedagógica, diferentemente da experiência conduzida pelo cientista.

> A experimentação formal em laboratórios didáticos, por si só, não soluciona o problema de ensino-aprendizagem em Química. Qualquer que seja a atividade a ser desenvolvida, deve-se ter clara a necessidade de períodos pré e pós-atividade, visando à construção dos conceitos. Dessa forma, não se desvinculam "teoria" e "laboratório".
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio*. Brasília, 1999. p . 36.

A atividade experimental deve estar diretamente ligada à aula expositiva, e não servir apenas como mera recreação. Certamente, o aluno ficará impressionado ao ver uma fita de magnésio queimando, mas isso não resultará em nenhum eco se não fizer parte de um contexto, de um processo pedagógico.

Há diferentes modos de realizar um trabalho experimental, seja como experimentos de laboratório, demonstrações em sala de aula ou estudos do meio. Sua escolha depende de objetivos específicos do problema em estudo, das competências que se quer desenvolver e dos recursos materiais disponíveis.

> Qualquer que seja o tipo, essas atividades devem possibilitar o exercício da observação, da formulação de indagações e estratégias para respondê-las, como a seleção de materiais, instrumentos e procedimentos adequados, da escolha do espaço físico e das condições de trabalho seguras, da análise e sistematização de dados.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 108.

Esta coleção contém sugestões de atividades experimentais em diferentes momentos de apresentação da teoria. E é importante que o professor não se sinta intimidado diante delas. Mesmo com pouco ou nenhum recurso específico de laboratório, como vidrarias ou reagentes de alto grau de pureza, é possível desenvolver várias delas com materiais facilmente encontrados no dia a dia. Vale lembrar que materiais de limpeza e alimentos são fontes acessí-

veis de inúmeras substâncias químicas, e as atividades foram planejadas tendo isso em conta.

Importante ressaltar que o professor deve executar a atividade por si mesmo antes de aplicá-la em sala de aula, por mais simples que possa parecer. Todas as atividades propostas nesta coleção foram previamente testadas, mas é possível que sob circunstâncias distintas das que o professor pode encontrar em sua sala de aula. Por isso, podem surgir problemas inesperados que, durante uma aula, inviabilizam sua execução com os alunos. Testar qualquer experiência é o primeiro item de um professor prudente. Até mesmo uma atividade exaustivamente testada é suscetível a falhas. A execução prévia também permite que o professor dimensione melhor a aula, já que é necessário se certificar de que seu trabalho se encaixa no tempo previsto. Além disso, transpor uma atividade feita em pequenos grupos para uma demonstração exige adequação das quantidades e da maneira de apresentação, uma vez que o fenômeno deve ser observado por todos: é mais simples realizar uma atividade em um tubo de ensaio para um pequeno grupo de alunos do que apresentá-la perante uma classe de 40 alunos. Por fim, e não menos importante, é a segurança. Apesar de as atividades descritas no livro evitarem o uso de reagentes muito tóxicos, corrosivos ou ambientalmente perigosos, o professor deve estar certo de que a execução da atividade oferece riscos mínimos. Usar sempre equipamentos de proteção individual (EPIs), como avental, luvas e óculos de segurança, e ponderar sobre a maturidade daquela turma para a execução de determinado experimento diminuem as probabilidades de ocorrerem problemas. Além disso, os alunos devem ser encorajados a ler a última página do livro, que consiste em um resumo didático dos cuidados para a segurança no laboratório.

Tecnologias da informação

O uso da Internet se espalhou de tal maneira que, apesar de ainda haver muitos jovens brasileiros sem acesso a ela, seu uso está em franco processo de massificação, e, em um futuro próximo, possuir conta de *e-mail* poderá ser tão natural quanto fornecer o endereço residencial. Assim como a televisão causou forte impacto na disseminação de informações na sociedade, a Internet provocou outra revolução provavelmente mais profunda quanto ao acesso e à produção de conhecimento. Entre os jovens que possuem computador e usam a Internet com frequência, os atos de consultar enciclopédias ou dicionários em papel, comprar CDs e até alugar filmes em DVD se tornam obsoletos rapidamente. E essa súbita mudança de hábitos impacta direta ou indiretamente na vida escolar. Em muitas instituições, o professor se vê obrigado a entender e a usar a Internet para não correr o risco de ficar desatualizado em sua atividade docente.

O uso do computador não é um mero modismo, pois ele alterou concretamente o ensino; a busca e a articulação de informações atingiram outro patamar de sofisticação. É claro que a confiabilidade das fontes de informações deve ser objeto de atenção do professor, mas não é possível fingir que a Internet e o uso de recursos eletrônicos são simples "perfumaria": eles são ganhos, pois facilitaram muitos processos didáticos. Todavia, esses novos recursos não podem ser encarados como a tecnologia que finalmente irá transformar de tal maneira o processo ensino-aprendizagem que o professor será mero figurante. Muitos estudos mostram que o computador não melhora nem piora os atributos de uma aula, a tecnologia é apenas contexto e instrumento, pois a qualidade do ensino emana invariavelmente da figura docente, que é o responsável por integrar estratégias, por organizar o raciocínio, por selecionar o assunto, por buscar pertinências, enfim, por dar alma para a sala de aula. O ensino a distância (EAD), por exemplo, só se mostra eficaz quando o estudante já possui autonomia intelectual e maturidade suficientes, e essas qualidades são inicialmente construídas dentro do ambiente escolar. Assim, o computador deve ser visto apenas como ferramenta de ensino, muito poderosa quando bem usada; porém não deixa de ser uma ferramenta que necessita da mão do mestre para que suas qualidades apareçam.[1]

Por seu caráter abstrato, aprender Química pode ser penoso para o aluno que tem dificuldade em visualizar átomos e moléculas na busca de modelos que expliquem fenômenos naturais, ou para um professor que precise explicá-los. Nesses casos, há um conjunto de programas de computador para o ensino de Química disponível (no mercado e na rede) que permitem simulações de processos microscópicos, cuja aplicação aos alunos deve ser avaliada pelo professor, levando em consideração a qualidade do programa, das informações fornecidas, o enfoque pedagógico, a adequação ao desenvolvimento cognitivo do aluno e a linguagem.

> Esse recurso também pode ser usado pelo professor ou pelo aluno para a criação de seus próprios materiais: na redação de textos, simulação de experimentos, construção de tabelas e gráficos, re-

[1] Ferreira, V. F. As tecnologias interativas no ensino. *Química Nova*, v. 21, n. 2, p. 780-786, 1998.

> presentação de modelos de moléculas. É também um meio ágil de comunicação entre o professor e os alunos, possibilitando, por exemplo, a troca de informações na resolução de exercícios, na discussão de um problema, ou na elaboração de relatórios.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 109.

Entretanto, para que o uso desse recurso tenha valor pedagógico, antes de oferecê-lo ao aluno, o professor deve manipulá-lo intensivamente, até dominar bem os seus comandos, conhecer suas etapas e principais características. Perceber que o professor sabe pouco da ferramenta que vai usar é desestimulante e desqualifica a aula. Sobre alguns temas, há muitos programas gratuitos disponíveis na Internet (tabelas periódicas virtuais e simuladores de moléculas, por exemplo), e o professor só conseguirá fazer uma escolha que permita atingir seus objetivos didáticos após usá-los, pois as qualidades e os defeitos de cada um diferem grandemente. Elaborar um roteiro também é muito importante. Simplesmente colocar o aluno na frente do computador e deixá-lo mexer no programa não significa que houve aprendizagem, pois para o jovem não estarão claras as metas pretendidas pelo professor. Será apenas uma brincadeira com um programa novo, que rapidamente deixará de ser interessante. A ação do estudante deve ser direcionada por um planejamento de trabalho. Após uma breve explanação dos principais comandos, o professor pode aguçar a atenção do aluno propondo um desafio, ao qual só é possível responder com o programa. No final, é necessário certificar-se de que os objetivos foram alcançados, fazendo algum tipo de verificação, como um questionário que pode ser respondido no próprio computador, por exemplo.

Muitas universidades públicas possuem grupos de ensino de Química que têm *sites* próprios com sugestões de programas, muitos deles gratuitos. O professor precisa acentuar sua curiosidade e ter paciência para lidar com essa nova ferramenta, mas ela certamente renderá boas surpresas que culminarão em ambientes frutíferos de aprendizagem.

Avaliação

As provas são a forma mais simples de exemplificar o ato de avaliar, e muitas vezes a prática pedagógica corrente para avaliar se resume em aplicar, em média, duas provas escritas por bimestre e fazer uma média delas para atribuir nota ao aluno. Contudo, reduzir a avaliação à mera aplicação de provas diminui as possibilidades embutidas na ideia de avaliar o aluno e todo o processo ensino-aprendizagem.

Por que avaliar? A nota deveria ser um reflexo da evolução do processo acadêmico de cada aluno, um instantâneo de como o estudante se encontra na estruturação do conhecimento. O processo de ensino-aprendizagem não é linear e tem duas características importantes: ocorre de modo contínuo, com a participação de elementos de dentro e de fora da sala de aula; e é fundamentado no conhecimento do estudante, elaborado por meio de um confronto permanente entre aquilo que o aluno já sabe (adquirido em sua experiência cotidiana) e aquilo que seu professor apresenta. A avaliação, portanto, deve refletir essa complexidade.

A intenção não é, evidentemente, diminuir a importância da prova escrita: ela é uma ferramenta importante como instrumento de avaliação, mas não deve ser a única. Seminários, atividades experimentais, trabalhos de campo, pesquisas, relatórios: qualquer produto do processo acadêmico é uma fonte preciosa de informações que ajudam a construir a avaliação (veja sugestões de atividades no item *Sugestões de atividades pedagógicas*).

> Igualmente importantes são as autoavaliações, em que os estudantes têm a oportunidade não apenas de reconhecer e manifestar suas próprias dificuldades, como de compreender a necessidade das avaliações no ensino e em outras atividades da vida no trabalho ou social.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília*, 2002.

Além da diversidade de instrumentos para compor um quadro mais fidedigno do caminhar do aluno, a avaliação deve ser um reflexo do curso de Química, da aula preparada pelo professor, e deve ser coerente com a linha pedagógica sugerida. A sintonia entre a profundidade da aula e a exigência nas avaliações deve ser total, pois é injusto com o aluno exigir mais em uma prova do que aquilo que foi dado em sala. O contrário também é nocivo, avaliações muito mais simples do que foi tratado em aula desqualificam o trabalho docente.

Na verdade, o grande parâmetro para elaboração de uma boa avaliação é a própria aula, que deve deixar claro para o aluno qual é o objetivo do professor, aonde ele quer chegar e qual o nível de profundidade que se quer atingir. Se o trabalho educacional é eminentemente político, na sala de aula

se estabelecem os laços que criam a disposição para o aprender, e a confiança do estudante no professor é o vínculo fundamental. O rompimento desse contrato coloca todo o curso em questão e impede o ensino, já que indispõe o aluno com o professor. A qualidade de uma aula, enquanto construção pedagógica, está em segundo plano quando se considera que todo o processo de ensino-aprendizagem se inicia na disposição que o aluno tem a aprender, e que esse sentimento é ancorado em relações sadias entre o educador e o educando. Avaliações incompatíveis com o restante do projeto pedagógico adotado deterioram rapidamente essas relações e maculam o clima da sala de aula.

O processo de avaliação também deve ser visto como estratégia de ensino, de promoção do aprendizado.

> A avaliação pode assumir um caráter eminentemente formativo, favorecedor do progresso pessoal e da autonomia do aluno, integrada ao processo ensino-aprendizagem, para permitir ao aluno consciência de seu próprio caminhar em relação ao conhecimento e permitir ao professor controlar e melhorar a sua prática pedagógica.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio*. Brasília, 1999.

Muito mais do que gerar um conceito no final do bimestre ou trimestre, a avaliação tem a função de corrigir a rota e nortear o replanejamento do ensino. Se os instrumentos utilizados são condizentes com o trabalho em sala de aula, mas os alunos apresentam um desempenho aquém do esperado, cabe ao professor localizar os problemas e elaborar soluções. Apresentações escritas e orais feitas pelos alunos dão subsídios para que o professor mapeie conceitos malformados, possíveis lacunas, desvios de entendimento, interpretações incorretas. Uma avaliação pode ser um divisor de águas, uma vez que o professor pode perceber que está seguindo por um caminho inadequado para aquele grupo e modificar a estrutura de suas aulas futuras.

> De comum acordo com o ensino desenvolvido, a avaliação deve dar informação sobre o conhecimento e compreensão de conceitos e procedimentos; a capacidade para aplicar conhecimentos na resolução de problemas do cotidiano; a capacidade para utilizar as linguagens das Ciências, da Matemática e suas Tecnologias para comunicar ideias; e as habilidades de pensamento como analisar, generalizar, inferir.
>
> Brasil, Ministério da Educação. *PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio*. Brasília, 1999.

Bibliografia

Brasil, Ministério da Educação. *Ensino Médio inovador*. Brasília, 2009.

_____. *Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*, Lei n. 9.394, de 20 de dezembro de 1996.

_____. *Matriz de referência para o Enem*. Brasília, 2009.

_____. *Ocem — Orientações curriculares para o Ensino Médio. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2006.

_____. *PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio*. Brasília, 1999.

_____. *PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002.

_____. *Reestruturação e expansão do Ensino Médio no Brasil*. Brasília, 2008.

_____. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002.

Ferreira, V. F. As tecnologias interativas no ensino. *Química Nova*, v. 21, n. 2, p. 780-786, 1998.

Giordam, M. O papel da experimentação no ensino de Ciências. *Química Nova na Escola*, n. 10, p. 43-49, 1999.

Guimarães, C. C. Experimentação no ensino de Química: caminhos e descaminhos rumo à aprendizagem significativa. *Química Nova na Escola*, v. 31, n. 3, p. 198-202, 2009.

Paula, H. F.; Lima, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

Santos, W. L. P. Educação científica na perspectiva de letramento como prática social: funções, princípios e desafios. *Revista Brasileira de Educação*, v. 12, n. 36, p. 474-550, 2007.

_____. Letramento em Química, educação planetária e inclusão social. *Química Nova*, São Paulo, v. 29, n. 3, p. 611-620, maio/jun. 2006.

_____; Schnetzler, R. P. Função social: o que significa ensino de Química para formar o cidadão? *Química Nova na Escola*, n. 4, p. 28-34, 1996.

Orientações por unidade

UNIDADE 1 Dissolução 21

Capítulo 1 Soluções 22

Capítulo 2 Aspectos quantitativos das soluções 23

Capítulo 3 Diluição de soluções 25

Capítulo 4 Mistura de soluções 25

UNIDADE 2 Propriedades coligativas 27

Capítulo 5 Algumas propriedades físicas das substâncias 28

Capítulo 6 Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia 29

Capítulo 7 Osmose e pressão osmótica 30

UNIDADE 3 Termoquímica 32

Capítulo 8 Poder calórico dos alimentos 33

Capítulo 9 Termoquímica 34

Capítulo 10 Equações termoquímicas 34

Capítulo 11 Lei de Hess 35

UNIDADE 4 Oxirredução 39

Capítulo 12 Oxirredução 40

Capítulo 13 Reações de oxirredução 40

Capítulo 14 Balanceamento das equações de reações de oxirredução 40

UNIDADE 5 Eletroquímica 41

Capítulo 15 Pilhas 42

Capítulo 16 Potencial das pilhas 43

Capítulo 17 Espontaneidade de uma reação 43

Capítulo 18 Corrosão e proteção de metais 43

Capítulo 19 Pilhas comerciais e baterias 44

Capítulo 20 Eletrólise 45

Capítulo 21 Aspectos quantitativos da eletrólise 46

Capítulo 22 Oxirredução na obtenção de substâncias simples 47

UNIDADE 6 Cinética Química 47

Capítulo 23 Estudo da velocidade das reações 48

Capítulo 24 Condições para a ocorrência de reações 49

Capítulo 25 Fatores que influem na rapidez das reações 49

Capítulo 26 Lei da velocidade 50

UNIDADE 7 Equilíbrios químicos 51

Capítulo 27 Processos reversíveis 51

Capítulo 28 Deslocamento de equilíbrio 53

UNIDADE 8 Equilíbrio iônico 53

Capítulo 29 Constante de ionização (K_i) 54

Capítulo 30 Produto iônico da água e pH 55

Capítulo 31 Hidrólise salina 56

Capítulo 32 Constante do produto de solubilidade (K_s) 60

UNIDADE 9 Radioatividade 60

Capítulo 33 Estudo das radiações 61

Capítulo 34 Cinética das desintegrações radioativas 62

Capítulo 35 Algumas aplicações da radioatividade 62

UNIDADE 1 Dissolução

Optamos por iniciar este volume com o estudo das soluções por dois motivos:

1. Ao fim do volume 1, o aluno aprendeu a fazer relações de massa, volume e quantidade de matéria em mol. Por isso, o mol aparece como uma conexão, o que exige raciocínios semelhantes.
2. O conhecimento das soluções e o entendimento da quantidade de partículas dissolvidas em um soluto são fundamentais para o entendimento das propriedades coligativas das soluções.

Acreditamos que o estudo das concentrações das soluções possa ser feito por meio do uso de fórmulas e também do conceito de proporcionalidade, este último considerado o melhor procedimento.

No texto, o professor encontra o uso das duas formas citadas anteriormente.

Objetivos da unidade

Ao final desta unidade esperamos que o aluno:

- consiga conceituar soluções;
- saiba classificar as soluções;
- associe o conceito de solubilidade ao de solução;
- analise e reproduza gráficos de solubilidade.

Ideias iniciais

As questões propostas nessa seção de abertura de unidade buscam despertar o interesse do aluno pelo que será visto, promovendo a mobilização de seus conhecimentos prévios e a interação com os colegas. Por isso, nossa sugestão é que esse seja sempre um momento de socialização das respostas.

1. Essa técnica pode ser utilizada para vários tipos de plantas, necessita de menor área para plantio, o manejo é mais simples e menos trabalhoso, o controle de pragas é mais eficiente e, ocorrendo em ambiente fechado, é possível o cultivo em qualquer época do ano.
2. Resposta pessoal. (Professor(a), aproveite esse momento para apurar em que medida seus alunos se apropriaram dos conceitos estudados no 1º ano.)

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- *Mundo estranho* — Exemplos de como a água é essencial para o corpo humano e para a saúde: <http://mundoestranho.abril.com.br/materia/quais-sao-as-funcoes-da-agua-no-corpo-humano>.
- *Mundo estranho* — Algumas informações sobre o Mar Morto: <http://mundoestranho.abril.com.br/materia/por-que-o-mar-morto-tem-esse-nome>.
- *How stuff Works* — Como funciona o bafômetro: <http://ciencia.hsw.uol.com.br/bafometros.htm>.
- *Solutions* — Centenas de páginas de conteúdo químico na internet. *Site* mantido pela Unesp: <http://www.solutions.iq.unesp.br/>.
- *Sustentabilidade.org* — Portal sobre sustentabilidade: <http://www.sustentabilidade.org.br/>.
- *YouTube* — Vídeo mostra uma aula sobre soluções. A aula é mais voltada para o vestibular e a resolução de exercícios, mas apresenta algumas abordagens interessantes: <http://www.youtube.com/watch?v=MkhRGrenVNk>.
- *YouTube* — Como a alimentação influencia na glicemia: <http://www.youtube.com/watch?v=4TZSrC44KAk>.
- *YouTube* — Vídeo contendo entrevista com médico homeopata. Muito interessante para mostrar uma visão diferente e séria da ciência médica: <https://www.youtube.com/watch?v=EmYdhjZqPeA>.
- A química do refrigerante (aborda a produção de refrigerantes, descrevendo a função de cada um de seus componentes, além de tratar da solubilidade de gases em líquidos e de reações em meio ácido). *Química Nova na Escola*, v. 31, n. 3, p. 210: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_3/10PEQ-0608.pdf>.
- *Chemistry Experiment Simulations and Conceptual Computer Animations* (lista muitas animações e simuladores nas mais variadas áreas da Química, como gases, eletroquímica, estequiometria, cinética, termoquímica, soluções e equilíbrio, em inglês): <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html>.
- Equipamentos alternativos para laboratório de ensino de Química: chapa de aquecimento e calorímetro: <http://www.quimica.ufpr.br/eduquim/eneq2008/resumos/R0075-1.pdf>.

Capítulo 1

Soluções

Objetivos do capítulo

- Conhecer o conceito de solução;
- comparar os tipos de solução pelo conhecimento de seus componentes;
- classificar uma solução em insaturada ou saturada de acordo com a relação entre quantidade de soluto e quantidade de solvente;
- entender o conceito de coeficiente de solubilidade;
- interpretar os gráficos e tabelas de solubilidade, selecionando os dados que serão usados.

Sugestões de abordagem

Tipos de solução

Acreditamos que os exemplos presentes no texto sejam suficientes. Porém, o professor poderá tornar a aula mais interessante se apresentar amostras de ligas sólidas, como bronze, latão ou ouro 18 quilates, e preparar em sala um amálgama de mercúrio com Zn em pó.

Solubilidade

A preparação de soluções aquosas em sala de aula permite que os alunos assimilem melhor o assunto. É possível preparar soluções de sulfato de cobre ($CuSO_4$) com diferentes quantidades de soluto em um mesmo volume de água, até atingir a saturação; ou tentar dissolver uma mesma massa de $CuSO_4$ em um mesmo volume de H_2O, a temperaturas diferentes. Assim, pode-se demonstrar o coeficiente de solubilidade, bem como a influência da temperatura.

Para explicar a solubilidade de gases em líquidos, use duas garrafas de refrigerante ou de água gaseificada, uma a temperatura ambiente e outra gelada. Ao abrirmos as duas garrafas, perceberemos claramente um escape maior de gás naquela que contém refrigerante a temperatura ambiente. Nesse exemplo, pode-se mencionar também que a gaseificação é feita com uma pressão maior que a ambiente.

Química e corpo humano (p. 10)

Água no corpo

A discussão do texto pode ser iniciada de duas maneiras:

1. De que modo o corpo "ganha" ou "perde" água?
2. Comparando a porcentagem de água em massa de alguns alimentos.

Em seguida, o professor deve detalhar a importância da água no funcionamento do nosso organismo e a necessidade de ingerir cerca de 2,5 L de líquidos diariamente, para evitar problemas como a desidratação. Pode ser estabelecido um debate, entre os alunos, a respeito das causas, das consequências e do tratamento da desidratação.

Para preparar o aluno para o estudo dos diferentes tipos de concentração das soluções, julgamos oportuna a introdução de alguns cálculos, como:

- considere uma caixa com 20 morangos, cada um deles pesando 20 g. Calcule a massa total de água nessas frutas.
- em quantos hambúrgueres, cada um deles pesando 100 g, encontramos a mesma massa de água encontrada nos morangos do item anterior.

1. c
2. O alimento com maior quantidade de água é o morango. O hambúrguer, que contém menor teor de água, tem em sua composição uma massa desse líquido igual a 120 g.
3. A urina participa com um gasto de 60% de toda água no corpo humano.
4. Manter o equilíbrio elétrico nas células e participar do transporte de outras substâncias para dentro e fora das células.

Química e ambiente (p. 15)

Solubilidade do gás oxigênio na água

Pode-se iniciar a análise desse texto comentando notícias frequentes da mortandade de peixes em lagoas e rios e pedir aos alunos que citem alguns possíveis fatores. Um desses fatores é a diminuição da quantidade de gás oxigênio (O_2) dissolvido nas águas. Comentar as causas desse fato, destacando os resíduos domésticos e industriais e, para amarrar com o conteúdo teórico, a temperatura. Como é provável que vários alunos já tenham visto o processo de aeração mostrado na fotografia, pode-se citar alguma instalação semelhante na cidade.

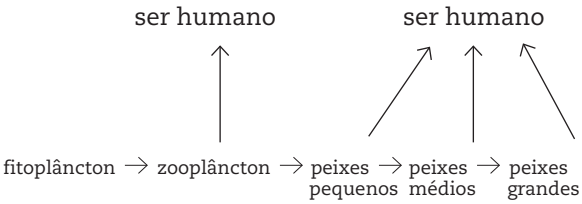
Por fim, relacionar a solubilidade de um gás em água com a pressão e a reatividade.

1. c
2.

15 °C: 10 mg de gás oxigênio —— 1 litro de água
x —— 2 litros de água
x = 2 mg de gás oxigênio

1 mol de gás oxigênio —————— 32 g
y —————— $20 \cdot 10^{-3}$ g
y = 0,000625 mol

3.



A ausência de luz no meio aquático impede que o fitoplâncton realize fotossíntese e, por isso, ele morre. Como ele é a base da cadeia alimentar, sem o fitoplâncton todo o restante da cadeia está comprometida.

4. Resposta pessoal. Se achar conveniente, o professor poderá encaminhar uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.

Leia, analise e responda (p. 29)

Mar Morto

O texto se inicia explicando por que a concentração de sais nas águas do mar Morto é muito grande e que, apesar disso, essa não é a região de maior produção de sal marinho. A seguir, relaciona a contribuição do Brasil na produção desse sal, destacando a participação do estado do Rio Grande do Norte. O mapa foi introduzido para que o aluno possa identificar a localização do mar Morto, no Oriente Médio.

A integração com o conteúdo teórico é feita com as questões propostas, que, além da definição de soluções, exigem a realização de cálculos, por meio do estabelecimento de comparações baseadas em proporções.

1.

1 litro de água do oceano —— 30 g de sais
50 litros de água do oceano —— x
$x = 1500$ g de sais

Como, no mar Morto, a quantidade de sal é 10 vezes maior, teremos 15 000 g de sais.

2.

1 litro de água do mar Morto —— 300 g de sais
100 000 litros de água do mar Morto —— x
$x = 3 \cdot 10^7$ g de sais

3.

$3 \cdot 10^7$ g de sais —— 100%
y —— 80%
$y = 2{,}4 \cdot 10^7$ g de cloreto de sódio

4. Devido à grande quantidade de sais, existem poucos seres vivos nesse sistema (apenas alguns tipos de bactérias e algas).

5. A densidade da água do mar (solução) é alta devido à grande quantidade de sais dissolvidos.

Algo a mais

Você já viu muitos filmes em que uma pessoa se arremessa ou é arremessada sobre uma janela de vidro e passa através dela sem sofrer cortes.

O "vidro" dessas janelas não é realmente vidro; trata-se de uma solução supersaturada. Para prepará-la, utilize o seguinte material:

- 2 xícaras de água
- 1 xícara de açúcar
- 1 xícara de xarope de milho claro
- 1 forma retangular de alumínio
- margarina, manteiga ou óleo de cozinha o suficiente para untar

Em uma panela, aqueça a mistura formada pela água, o açúcar e o xarope. Unte a forma com margarina, manteiga ou óleo de cozinha. Despeje a mistura quente na forma, deixe-a esfriar e coloque-a no congelador. No dia seguinte, você terá o "vidro" de cinema.

Capítulo 2

Aspectos quantitativos das soluções

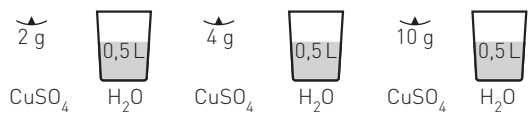
Objetivos do capítulo

- Descrever o preparo de soluções;
- relacionar as quantidades de soluto, solvente e solução;
- ordenar dados e calcular: densidade, concentração e fração em mol de uma solução.

Sugestões de abordagem

Sugerimos começar a aula discutindo o *Química e saúde: glicose e diabetes* (p. 28) para ter elementos para desenvolver o restante da explicação.

Em seguida, introduzir as relações numéricas soluto/solução preparando três soluções aquosas de $CuSO_4$, utilizando massas de $CuSO_4$ pesadas previamente:



Inicialmente, comparar a cor das soluções com a quantidade de soluto e mostrar que o volume final é praticamente o mesmo que o volume da água. A seguir, sem especificar o tipo de concentração, fazer os cálculos para uma solução:

$$\frac{m_1}{V};\ \frac{n_1}{V(L)};\ \frac{m}{V};\ \frac{m_1}{m}$$

e pedir aos alunos que efetuem os mesmos cálculos para as outras duas soluções.

Finalmente, definir C, $\mathcal{M}$, d, τ e também a concentração em mol/L dos íons Cu^{2+} e SO_4^{2-}.

Química e saúde (p. 32)
Concentração de glicose e diabetes

Devido à grande incidência da doença, é provável que algum aluno tenha ou conheça alguém que tenha diabetes. Por isso seria apropriado pedir, sem constrangê-lo, sempre com muito cuidado, que descreva alguns sintomas e os tratamentos utilizados.

A seguir, esclareça que em alguns casos mais graves de hipoglicemia o paciente deve receber por via endovenosa uma certa quantidade de soro glicosado. Para evidenciar a aplicação do estudo das concentrações, o professor pode pedir a massa de glicose existente em 0,5 L de um soro que contém 5% em massa de glicose e a concentração em g/L desse soro.

Professor, lembre os alunos da necessidade de procurar orientação médica ao observar alguns dos sintomas discutidos em aula e ressalte que a alimentação correta, indicada por um nutricionista, normalmente controla a quantidade de glicose no sangue.

1. Uma pessoa que tem diabetes *insipidus* apresenta a urina mais diluída que a que tem diabetes *mellitus*.
2. O diabetes *insipidus* está relacionado com a hipoglicemia, uma vez que a palavra "insípido" refere-se à baixa concentração. *Mellito*, por sua vez, vem de mel, ou seja, refere-se à alta concentração de açúcar e, por isso, relaciona-se com a hiperglicemia sanguínea.
3. Sugestões de pesquisa: <http://www.diabetes.org.br/diabetes-tipo-2> e <http://www.anad.org.br>; <http://www.nutricao.diabetes.org.br>.

Química e meio ambiente (p. 36)
Estabelecendo padrões ambientais

Este texto pode ser utilizado para iniciar o estudo de ppm e ppb. Pesquise qual a concentração de CO na sua região ou na sua cidade e comece a aula descrevendo os efeitos dessa substância no organismo. A seguir, indique uma concentração de CO característica de cidades muito poluídas (por exemplo, usando um valor citado no texto – 13,4 ppm) e explique o que significa:

1 000 000 g de ar ——— 13,4 g de CO

ou

1 000 000 L de ar ——— 13,4 L de CO

Após indicar que o padrão aceitável é de 9 ppm, informe a concentração em ppm encontrada em sua pesquisa e peça aos alunos que a comparem com o padrão aceitável.

Se você usou o texto como introdução, peça-lhes que estabeleçam algumas comparações, por exemplo:

- que massa de ar na sua cidade contém 10 gramas de CO;
- que massa de CO existe em 10 gramas de ar na sua cidade.

Há outros dados que podem ser explorados: na década de 1990, a taxa de aumento anual da concentração de CO_2 era de 1,49 ppm por ano; atualmente, essa taxa é de 1,93 ppm por ano e a concentração de CO_2 é de 381 ppm (fonte: <www.mudancasclimaticas.andi.org.br>).

Finalize informando que hoje é possível determinar a massa de uma substância existente em 1 000 000 000 g (10^9 g) de uma solução, ou seja, sua concentração em ppb.

1. Professor, para responder a essa questão, encaminhe uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.
2. Sugestões de pesquisa: <http:// www.mma.gov.br> e <http://www.cetesb.sp.gov.br>. É interessante que os alunos procurem saber, em sua região ou cidade, qual o órgão responsável pelo estabelecimento e análise dos padrões.
3. a
4. Uma concentração de 0,09 L de CO por m^3 de ar corresponde a um índice de 90 ppm, o que está bem acima do nível aceitável (9 ppm).

Química e saúde (p. 46)
Água oxigenada: uma solução aquosa

1. Por que a água oxigenada é vendida em frasco opaco?
2. Em laboratórios a água oxigenada concentrada (peridrol) é guardada em geladeira. Por quê?
3. Teste a ação da água oxigenada em uma batata crua e em um pedaço de fígado cru. Justifique o que você observou.
4. Calcule a massa de H_2O_2 existente em 1 L de água oxigenada 30 volumes.

Algo a mais
Normalidade

Embora a IUPAC, há mais de dez anos, recomende a não utilização da normalidade no estudo das concentrações de soluções, ainda existem algumas faculdades que incluem esse assunto em seus vestibulares. Por esse motivo, incluímos aqui uma breve abordagem sobre o tema e alguns exercícios.

Equivalente-grama (E)

O conceito de equivalente-grama (E) de um elemento foi uma decorrência das leis das combinações químicas.

O que foi verificado é que, para qualquer reação, 1 equivalente-grama sempre reagia com 1 equivalente-grama, sendo essa característica denominada princípio da equivalência.

Com o desenvolvimento da Química, surgiram várias maneiras de determinar o equivalente-grama, inclusive para substâncias compostas. Para determinar o equivalente-grama para ácidos, bases e sais:

Ácidos: *o equivalente-grama de um ácido é a massa do ácido que, por ionização total, produz 1 mol de íons H^+.*

Um procedimento prático para a determinação do equivalente-grama de ácidos é dado pela expressão:

$$E_{ácido} = \frac{\text{massa molar do ácido}}{K}$$

em que K = número de hidrogênios ionizáveis.

Bases: *o equivalente-grama de uma base é a massa da base que, por dissociação total, produz 1 mol de íons OH^-.*

O mesmo procedimento prático adotado para a determinação do equivalente-grama de ácidos vale para bases, bem como para sais com pequenas alterações. Assim:

$$E_{base} = \frac{\text{massa molar da base}}{K}$$

em que K = número de hidroxilas (OH^-).

Pelo método prático, teremos:

$$E_{sal} = \frac{\text{massa molar do sal}}{K}$$

em que K = número total de cargas do cátion ou do ânion.

Existem várias outras maneiras para determinarmos o equivalente-grama, mas vamos nos ater à forma já descrita.

Normalidade (N)

Essa forma de exprimir concentração indica a relação entre o número de equivalentes-grama do soluto (ne_1) e o volume da solução em litros:

$$N = \frac{ne_1}{V(L)}$$

Quando dizemos que uma solução é 2 normal ou 2 N, devemos entender que existem 2 equivalentes-grama do soluto para cada litro de solução.

A determinação do número de equivalentes-grama do soluto (ne_1) é dada pela relação:

$$ne_1 = \frac{m_1}{E_1}$$

em que o equivalente-grama do soluto (E_1) é calculado pela expressão:

$$E_1 = \frac{M_1}{K}$$

sendo que K:

- para ácidos = número de hidrogênios ionizáveis;
- para bases = número de hidroxilas;
- para sais = carga total do cátion ou do ânion.

Assim, a fórmula da normalidade pode ser expressa da seguinte maneira:

$$N = \frac{ne_1}{V(L)} = \frac{m_1}{E_1 V(L)} = \frac{m_1}{\frac{M}{K} V(L)}$$

Uma das maneiras de trabalhar com a normalidade (N) consiste em relacioná-la com a molaridade ($\mathcal{M}$), o que pode ser feito por meio da comparação entre suas expressões matemáticas:

$$\mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 V(L)} \qquad N = \frac{m_1}{E_1 V(L)} = \frac{m_1}{\frac{M_1}{K} V(L)}$$

$$m_1 = \mathcal{M} M_1 V \qquad m_1 = N \frac{M_1}{K} V$$

$$\mathcal{M} \cancel{M_1} \cancel{V} = N \frac{\cancel{M_1}}{K} \cancel{V}$$

$$\boxed{\mathcal{M} = \frac{N}{K}} \text{ ou } \boxed{N = K\mathcal{M}}$$

Capítulo 3

Diluição de soluções

Objetivos do capítulo

- Conceituar diluição;
- reconhecer soluções concentradas e diluídas.

Sugestões de abordagem

A apresentação de diluições comumente realizadas pelo aluno facilita a compreensão do fenômeno. Uma boa maneira de abordar esse assunto é perguntar se algum estudante, na infância, fez alguma coisa a fim de que a mãe não percebesse o desperdício ou o gasto excessivo de xampu.

Seria interessante também preparar uma solução de um sal colorido, como o $CuSO_4$ (aq), e fazer sua diluição. A diminuição da concentração, que o aluno percebe pela variação de cor, pode ser demonstrada por raciocínio e por fórmulas.

Capítulo 4

Mistura de soluções

Objetivos do capítulo

- Reconhecer misturas existentes no dia a dia;
- conhecer as relações de massa, volume e quantidade de matéria em mol de um sistema antes e após a mistura;

- reconhecer a titulação como uma técnica que pode ser utilizada para estudar quantitativamente as reações de neutralização;
- diferenciar soluções, suspensões e coloides.

Sugestões de abordagem

Para ilustrar uma mistura de soluções sem a ocorrência de reações químicas, preparar duas soluções aquosas de $CuSO_4$, uma bem concentrada e outra bem diluída, e misturar amostras das duas soluções. Comparando a cor da solução obtida com as das soluções iniciais, levar o aluno a perceber que essa mistura deve apresentar concentração intermediária. Se forem conhecidas as concentrações das soluções iniciais, utilizar esses valores para calcular a concentração da mistura sem usar fórmulas, mostrando-as a seguir.

No caso da mistura entre um ácido e um bicarbonato, há reação, além de ser possível visualizar o término dela, uma vez que cessa a liberação de CO_2 (g). Preparar previamente uma solução aquosa de $NaHCO_3$ com molaridade igual à metade da molaridade do $H_3C - COOH$ do vinagre ($\cong$ 1,0 mol/L) e fazer em sala a titulação. Conhecendo-se a molaridade do vinagre e o volume gasto na reação, é possível determinar o número de mol de $NaHCO_3$ consumido de sua solução e, ainda, a molaridade do acetato de sódio presente na solução final. Após apresentar o raciocínio envolvido, pode-se aplicá-lo em outros exemplos, podendo incluir o uso de indicadores.

Para apresentar as soluções, suspensões e coloides, sugerimos a realização de um experimento em sala de aula, que está detalhado na seção Algo a mais deste volume.

Química e indústria (p. 88)
A titulação aplicada à saúde

Este texto tem a finalidade de apresentar aos alunos o soro fisiológico, discutir sua utilização e fazer com que o aluno consiga relacionar o uso da titulação para produzir um medicamento com uma concentração que não cause danos ao organismo e exerça a atividade esperada. O professor, como exemplo, pode informar que, além do uso nas reações de neutralização, a titulação também é usada em reações em que ocorre a formação de um precipitado.

Em função do tempo ou da conveniência, o professor pode usar as duas questões a seguir para finalizar a análise do texto.

I. Observando a equação apresentada no texto, determine a massa de $NaC\ell$ necessária para reagir totalmente com 200 mL de $AgNO_3$ 0,10 mol/L. Dado: $NaC\ell$ = 58,5 g/mol.

II. Pesquise e discuta: pessoas acidentadas, com significativa perda de sangue, ao serem atendidas por médicos, recebem grande quantidade de soro fisiológico endovenoso. Qual a finalidade desse procedimento?

1. a) Bureta, pipeta volumétrica e erlenmeyer.

b) $H_2SO_4 + 2\ NaOH \Rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

c) Vermelha.

2. A concentração de $NaC\ell$ é de 9,07 g/L.

Química e Biologia (p. 94)
Coloides e soluções no corpo humano

A finalidade deste texto é fazer com que o aluno possa relacionar o tamanho das partículas coloidais com as membranas semipermeáveis existentes nas células e nas paredes do intestino. Além disso, é feita a ligação com a Biologia, por meio da explicação da necessidade da quebra de partículas coloidais de proteínas e amido, para que esses alimentos possam ser utilizados como fonte de energia em nosso organismo.

1. O tamanho de suas partículas.

2. a) Glicose.

b) É fonte de energia.

c) Tamanho menor.

3. Para responder a essa questão, sugerimos ao professor que encaminhe uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.

Atividades experimentais (p. 94)
I. Preparando coloides

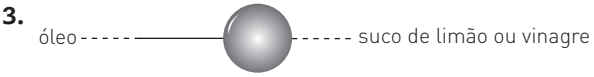
Com este experimento pretendemos mostrar na prática o conceito de agente emulsificante e uma mistura estabilizada de dois líquidos imiscíveis exemplificando a formação de um coloide. É um experimento de fácil execução e com materiais presentes em nosso dia a dia.

1. a) Maionese.

b) Dispersante: óleo comestível; disperso: componentes do suco de limão ou do vinagre.

2. A gema atua como agente emulsificante.

3.



4. Emulsão.

5.

	DISPERSO	DISPERSANTE
EMULSÃO	líquido	líquido
AEROSSOL	sólido ou líquido	gasoso
ESPUMA	gás	líquido ou sólido
GEL	sólido	líquido

II. Efeito Tyndall

Com este experimento queremos que o aluno reconheça soluções e suspensões por meio da dispersão da luz. Aqui vale também, para ilustrar o efeito, bater o apagador sujo de pó de giz próximo ao raio luminoso para que os estudantes vejam o pó suspenso no ar. Deixe os alunos afastados para evitar que inalem esse pó.

1. É uma suspensão.
2. É uma solução.
3. Água + sal: homogêneo; água + farinha: heterogêneo.
4. Em suspensões.

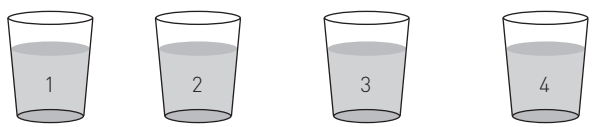
Algo a mais

Material

- 4 copos ou béqueres
- 1 colher de sal
- 1 colher de açúcar
- 1 colher de gelatina
- 1 colher de terra
- água
- 4 papéis de filtro

Procedimento

A cada copo contendo água, adicione, separadamente, sal, açúcar, gelatina e terra, como mostra a figura a seguir.



Em seguida, agite os sistemas e filtre cada um deles.

SISTEMAS	ASPECTO VISUAL	
	MACROSCÓPICO	MICROSCÓPICO
1	homogêneo	homogêneo
2	homogêneo	homogêneo
3	homogêneo	heterogêneo
4	heterogêneo	heterogêneo

Em seguida, discuta as características dos quatro sistemas:

a) quanto ao aspecto visual;
b) quanto ao comportamento na filtração:
- em 1, 2 e 3: não ocorre separação;
- em 4: ocorre separação de componentes;

c) quanto à deposição por decantação:
- 1, 2 e 3: não sedimentam;
- 4: sedimenta.

Por meio dessas observações, classificar os diferentes tipos de dispersão.

UNIDADE 2 Propriedades coligativas

Esta unidade trata das propriedades coligativas das soluções. Sugerimos trabalhar com exemplos de soluções que o aluno encontra em seu dia a dia e compará-las.

Faça perguntas simples, como: se acrescentarmos sal à água que está fervendo, haverá momentaneamente redução ou anulação dessa fervura? Por quê?

Use o texto de abertura dessa unidade para instigar a curiosidade dos alunos e lembre-se de que os assuntos encontrados na unidade são de extrema importância para explicar alguns fenômenos que ocorrem ao nosso redor.

Os exemplos e as leituras utilizados nessa unidade abordam assuntos importantes que permitem ao professor propor aos alunos uma série de tarefas e pontos para discussão. Entre eles, citamos:

- o estudo de uma panela de pressão;
- o estudo de aditivos usados em radiadores de automóveis;
- a osmose na Biologia e na obtenção de água potável.

Esses itens permitem a realização de atividades conjuntas com as áreas de Física e Biologia.

Com o estudo das propriedades coligativas podemos também explorar habilidades de interpretação e análise de gráficos.

Objetivos da unidade

- Fazer relações sobre a constituição das soluções e suas temperaturas de fusão e ebulição;
- interpretar gráficos das propriedades coligativas;
- relacionar as propriedades coligativas com fenômenos do cotidiano.

Ideias iniciais

Um cozinheiro age de acordo com sua experiência prática para preparar os alimentos de modo a obter o resultado desejado de sabor, textura e aparência. Embora possamos apontar certa similaridade entre essa prática e o caráter experimental da ciência, não

estão envolvidos, aí, procedimentos científicos como elaboração de modelos explicativos, experimentos controlados para testar hipóteses etc. Se considerar pertinente, você poderá resgatar com os alunos o que foi visto, no 1º ano, sobre como trabalham os cientistas. Será enriquecedor também lembrar, do 1º ano, a afirmação do cientista francês Hervé This, que estuda a ciência dos alimentos aplicando princípios da Química e da Física, e que não se considera cozinheiro: "Os cozinheiros, os artistas, não fazem nada de ciência. (...) A ciência tem o objetivo de descobrir um fenômeno pelo método experimental. Isso é ciência, e isso não está envolvido no preparo de um prato".

Como atualmente o curso de Gastronomia é bastante procurado, aproveite para discutir com os alunos se os conhecimentos básicos de Química serão úteis na formação desse profissional.

Sugestões de leitura

This, Hervé. *Um cientista na cozinha*. São Paulo: Ática, 1999.

Wolke, L. Robert. *O que Einstein disse ao seu cozinheiro*. Rio de Janeiro: Zahar, 2002.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- *Solutions* — Centenas de páginas de conteúdo químico na internet. *Site* mantido pela Unesp: <http://www.solutions.iq.unesp.br/>.
- *Sustentabilidade.org* — Portal sobre sustentabilidade: <http://www.sustentabilidade.org.br/>.
- *YouTube* — Vídeo mostra uma aula sobre soluções. A aula é mais voltada para o vestibular e a resolução de exercícios, mas apresenta algumas abordagens interessantes: <http://www.youtube.com/watch?v=MkhRGrenVNk>.
- *Sabesp* — *Site* apresenta resumidamente alguns tipos de dessalinização existentes: <http://site.sabesp.com.br/site/interna/Default.aspx?secaoId=100>.
- *Mundo estranho* — *Site* explica de maneira rápida e fácil como funciona a hemodiálise: <http://mundoestranho.abril.com.br/materia/como-funciona-a-hemodialise>.
- *Centro de energia nuclear na agricultura (Cena-USP)* — *Site* apresenta formas de conservar alimentos: <http://www.cena.usp.br/irradiacao/cons_alim.html>.

Capítulo 5

Algumas propriedades físicas das substâncias

Objetivos do capítulo

- Relembrar algumas propriedades físicas das substâncias;
- associar o ponto triplo às variáveis pressão e temperatura;
- identificar o estado físico da substância em seu diagrama de fases;
- conceituar pressão máxima de vapor e relacioná-la com a concentração da solução;
- relacionar pressão máxima de vapor com a temperatura de ebulição da solução.

Sugestões de abordagem

Inicialmente, utilizando como exemplo a água, o professor poderá mostrar que seus estados físicos dependem das condições de pressão e temperatura. Em seguida, pode apresentar o diagrama de fases da H_2O.

Seria interessante mostrar a volatilidade de diferentes substâncias, como água, éter e álcool, e relacioná-la com seus pontos de ebulição. Isso pode ser feito facilmente: embeba três tiras de tecido ou papel de filtro com uma mesma quantidade de um dos três líquidos citados. Em seguida, peça a três alunos que agitem cada uma das tiras durante certo tempo. Assim, pode-se criar uma ordem de volatilidade e relacioná-la com a temperatura de ebulição.

Discuta a influência da pressão atmosférica na temperatura de ebulição das substâncias. Uma explicação sobre o funcionamento da panela de pressão pode tornar esse efeito mais evidente.

Outro experimento interessante consiste em aquecer diferentes amostras de água em frascos com formatos diversos e, com o auxílio de termômetros, determinar que, para uma mesma substância, a pressão máxima de vapor não depende nem de sua quantidade nem do formato do frasco.

Finalmente, por meio da leitura de artigos sobre a meteorologia publicados em jornais, pode-se introduzir o conceito de umidade relativa do ar e seus efeitos sobre o organismo humano. Pode-se citar, por exemplo, o que ocorre em Brasília, onde se recomenda que sejam mantidos frascos abertos contendo água nos recintos de trabalho ou mesmo nas casas.

Química e alimentação (p. 108)
Cozinhando alimentos

O texto inicia relacionando a pressão atmosférica com a altitude e retoma a relação entre a pressão atmosférica e a temperatura de ebulição. Em seguida, o professor pode mostrar que a pressão de vapor da água em uma panela de pressão atinge valores consideravelmente maiores que a pressão atmosférica, o que aumenta a temperatura de ebulição, facilitando o cozimento dos alimentos.

1. d

2. **a)** 100 °C

b) No recipiente com 10 mL de água, porque há menor massa de água para entrar em ebulição.

3. No pico do monte Everest.

4. Utilizando-se pouca água na panela de pressão, o alimento perde menos nutrientes para a água do cozimento, e esse líquido ainda pode ser utilizado para elaborar molhos ou caldos que acompanham o prato. Dessa forma, aproveitam-se ao máximo os nutrientes presentes no alimento.

Química e meio ambiente (p. 117)
O vapor-d'água na atmosfera

Uma expressão muito citada em boletins meteorológicos veiculados em jornais e noticiários de rádio e televisão é a "umidade relativa do ar". Como os alunos provavelmente já ouviram essa expressão, pode-se começar a análise do texto perguntando o que ela significa. Provavelmente as respostas terão um aspecto qualitativo e comparativo. A partir daí o professor pode abordar o aspecto quantitativo e explicar como é feito o cálculo, por meio da pressão máxima de vapor-d'água a cada temperatura.

Como se espera que o aluno já conheça o ciclo da água na natureza, complementa-se o assunto explicando a formação da geada e do orvalho.

Algumas questões a mais podem ser feitas paralelamente às explicações, como:

- Nas nuvens, a água é encontrada em que estado físico?
- Após observar o ciclo da água, cite um fenômeno que ocorre com a absorção de calor e um que se dá com a liberação de calor.
- Se dois frascos, um contendo água recolhida de um lago e outro contendo água do mar, forem expostos à luz solar, irá ocorrer o fenômeno da evaporação. Qual a composição química do vapor nos dois casos? Em qual dos dois casos a evaporação ocorre mais facilmente?
- A geada é um fenômeno típico de qual estação do ano? Justifique.

1. Quanto menor a umidade relativa do ar, mais facilmente as roupas secam.

2. Quando flores, frutos e folhas são queimados, diminui a oferta de alimentos para os consumidores. Se a oferta diminui e a demanda aumenta, há elevação dos preços dos alimentos.

3. **a)** O orvalho é uma parte do vapor-d'água que se condensa, formando pequenas gotas.

b) O orvalho é a formação de gotículas de água em uma temperatura maior do que a de solidificação da água. Essa temperatura é conhecida como ponto de orvalho. A geada ocorre quando o ponto de orvalho é inferior à temperatura de solidificação da água. Nessas condições, o vapor-d'água passa direto para o estado sólido, caracterizando a geada.

4. Professor, para responder a essa questão, encaminhe uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.

Algo a mais
Atividade experimental

Para demonstrar a variação da temperatura de fusão, a mudança de estado físico, em virtude da pressão, sugerimos que o professor apresente o experimento a seguir e peça aos alunos que expliquem o que aconteceu e que representem as mudanças ocorridas no gráfico de fases da água.

Encha um frasco descartável pequeno de refrigerante com água, feche-o e amarre em sua boca um fio de metal fino, formando uma argola. Apoie em uma mesa uma colher de sopa com uma pedra de gelo, fixando-a com o auxílio de livros pesados. Coloque o fio de metal sobre o gelo, de modo que a garrafa fique pendurada. Observe durante certo tempo o que acontece e tente explicar.

Uma variação desse experimento consiste em comprimir, um contra o outro, dois cubos de gelo, soltando-os, a seguir, sobre uma mesa. Nas faces onde houve compressão, ocorrerá a fusão e, por isso, os dois cubos se unem.

Capítulo 6

Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia
Objetivos do capítulo

- Conceituar tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia;
- associar o número de partículas existentes em uma solução com as características do soluto dessa solução;
- relacionar a pressão de vapor com o número de partículas do soluto em uma solução.

Sugestões de abordagem

Para o estudo da tonoscopia é aconselhável efetuar um estudo da ebulição da água pura e da salmoura, evidenciando a diminuição da PMV ocorrida em soluções com solutos não voláteis e, ao mesmo tempo, associar essa variação com a variação na temperatura de ebulição. Também é possível comparar a variação da TE, relacionando-a com a diminuição da PMV de soluções aquosas de mesma concentração em mol/L de sal de cozinha ($NaC\ell$) e de açúcar comum ($C_{12}H_{22}O_{11}$), deixando claro que os fenômenos coligativos dependem do número de partículas (íons ou moléculas) presentes na solução.

Para o estudo da ebulioscopia e crioscopia sugerimos uma discussão sobre o uso do banho-maria para aquecer soluções de café, o que permite retomar os conceitos de PMV e relacioná-los novamente com o aumento produzido na TE. Pode-se mostrar aos alunos que, se o banho-maria fosse feito com uma solução aquosa de $NaC\ell$, conseguiríamos a ebulição do café.

O hábito de adicionar sal ao gelo contido em chopeiras providas de serpentina e a necessidade de colocar sal sobre a neve, em países frios, podem ser mencionados a fim de enfatizar a diminuição da temperatura de congelamento da água.

Química e vida (p. 131)

Rã dos bosques

Aqui mostra-se mais uma vez que os conhecimentos químicos estão relacionados com a Biologia. Nesse caso, justifica-se a diminuição da temperatura de fusão dos fluidos intracelulares e do sangue de uma rã, permitindo sua sobrevivência mesmo em invernos rigorosos, por meio do aumento da concentração de glicose.

1. b

2. A concentração dos fluidos extracelulares é menor, pois estes congelam enquanto o sangue, não.

3. A pressão de vapor da água presente no sangue diminui porque este fica mais concentrado.

4. Por terem pele fina e permeável e, na maioria dos casos, fase larval que vive em ambiente aquático, esses animais são muito sensíveis a alterações tanto do ambiente aquático como do solo e do ar. Fatores como altos índices de poluição, aquecimento global, invasão de espécies exóticas, aumento da incidência de radiação ultravioleta e surgimento de epidemias compõem esse quadro. Para a pesquisa, poderá ser consultado o *site* <http://www.icmbio.gov.br/portal/biodiversidade/fauna-brasileira/lista-especies.html>, que apresenta a lista atualizada da fauna brasileira em risco de extinção.

Atividades experimentais (p. 143)

I. Estudando a temperatura de congelamento

1. No tubo contendo água.

2. Na solução de sacarose.

3. $W_{NaC\ell} = 1{,}7$ molal; $W_{C_6H_{12}O_6} = 0{,}55$ molal; $W_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 0{,}30$ molal

4.
- Solução de $NaC\ell$: $\Delta t_c = 6{,}32\ ^\circ C$;
- solução de $C_6H_{12}O_6$: $\Delta t_c = 1{,}02\ ^\circ C$;
- solução de $C_{12}H_{22}O_{11}$: $\Delta t_c = 0{,}56\ ^\circ C$.

5. Sim.

6. A mesma massa produz soluções com diferentes molalidades.

7. Na solução de $NaC\ell$.

II. Estudando a temperatura de ebulição

1. Sim. Sim, porque se trata da mesma substância (água).

2. Não, porque agora no frasco temos uma solução.

3. Não, porque, embora a molalidade fosse menor, ainda ocorreria um aumento no ponto de ebulição.

4. A adição de $NaC\ell$.

Capítulo 7

Osmose e pressão osmótica

Objetivos do capítulo

- Conceituar osmose;
- descrever a pressão osmótica;
- quantificar pressão osmótica de uma solução;
- entender a ocorrência e as aplicações da osmose reversa.

Sugestões de abordagem

Os fatos descritos no texto teórico são muito esclarecedores e permitem ao aluno uma visualização da passagem do solvente através de uma membrana semipermeável. Além disso, evidenciam que essa passagem sempre ocorre da solução de menor concentração para a de maior concentração. Tendo em vista essas constatações, sugerimos que o professor explique o fenômeno, relacionando-o com a PMV.

Outro exemplo que pode ser mencionado, porém com a recomendação de não ser posto em prática pelos alunos, é o que diz respeito ao que acontece com os peixes de água salgada quando colocados em água doce e vice-versa.

Outra possibilidade interessante, também presente no texto, é o estudo do comportamento das hemácias, porque permite um inter-relacionamento com a disciplina Biologia e propicia discussões sobre a ação de medicamentos, como o soro fisiológico.

Acreditamos que o entendimento teórico do assunto seja mais importante, neste momento, do que as determinações de valores de π.

É fundamental ressaltar que a pressão osmótica é a pressão necessária para impedir a osmose. Os alunos costumam pensar o contrário.

Química e vida (p. 149)
Água potável a partir da água do mar

Devido à grande quantidade de água existente nos mares e oceanos, em algumas regiões, obtém-se água potável a partir dela. São mostrados três métodos: osmose reversa, destilação e congelamento. Os dois últimos métodos já foram estudados e podem ser utilizados como recordação. Para entender o processo da osmose reversa, o aluno deve identificar como ocorre a osmose.

Um ponto importante que pode ser explorado pelo professor por meio de debates entre os alunos são as argumentações que mostram as vantagens e desvantagens de cada método.

1. Em uma solução aquosa, os solutos não voláteis têm temperatura de congelamento mais baixa e temperatura de ebulição mais alta do que as mesmas temperaturas de mudança de estado físico dos solventes. Nesse caso, quando o solvente muda de estado físico, se solidifica no congelamento ou se evapora na destilação, o soluto que antes se apresentava dissolvido em meio aquoso volta para o estado físico original (antes de sua solubilização no solvente), se separando do solvente.

2. Quanto menor a umidade relativa do ar, mais facilmente a água evapora, separando-se do soluto.

3. a) A água salgada tem concentração de sais muito alta, o que pode levar à desidratação do indivíduo que consumi-la.

b) Os aparelhos de dessalinização são muito caros. Os processos que envolvem a osmose reversa necessitam de membranas resistentes que possam ser usadas em larga escala e por muito tempo. O congelamento da água é lento e necessita de temperaturas muito baixas. Já a destilação demanda grande quantidade de energia e, embora seja o método mais comum, ainda não permite a utilização em larga escala.

c) Na osmose reversa deve-se controlar principalmente a pressão imposta ao sistema.

Química e medicina (p. 161)
Hemodiálise

A proximidade com o conteúdo teórico, a possibilidade de identificar as diferenças entre dois processos (osmose e diálise) e o entendimento do funcionamento básico da hemodiálise justificam a presença do texto neste capítulo.

Julgamos conveniente o professor definir novamente pressão osmótica e relacioná-la com a concentração de solutos não voláteis e também socializar o entendimento das palavras: *hipotônico*, *isotônico* e *hipertônico*.

Paralelamente às explicações, o professor pode utilizar as questões propostas a seguir.

1. Foram mencionadas no texto algumas substâncias que são componentes do plasma. Classifique-as em iônicas ou moleculares. Em seguida, equacione a dissociação das iônicas.

2. Conceitue meio isotônico, meio hipertônico e meio hipotônico.

3. O transplante de qual órgão evitaria que uma pessoa fosse submetida constantemente à hemodiálise?

Acreditamos ser importante o professor esclarecer que a hemodiálise deve ser feita quando ocorre diminuição da atividade dos rins ou a falência desses órgãos e que existem pessoas que necessitam passar por esse processo diariamente. Esse procedimento pode ser evitado por um transplante de rins, o que exige a participação de um doador. Nesse ponto, o professor pode iniciar uma discussão, com os alunos, sobre a importância da doação de órgãos.

Integrando conceitos (p. 162)
Casca do ovo

1. A liberação de gás.

2. $CaCO_3$, carbonato de cálcio.

3. $CaCO_3\,(s) \rightarrow 2\ HOOC — CH_3\,(aq) \rightarrow$
$\rightarrow Ca(OOC — CH_3)_2\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$

4. Semipermeável.

5. Hipertônico.

6. Pela entrada de água.

7. Solução 50% em massa.

50 g sacarose ——— 100 g solução ——— 50 g H_2O

1 000 g sacarose ——— 2 000 g solução ——— 1 000 g H_2O

$$n = \frac{m}{M} \qquad d = 1\ g/mL$$

2,92 mol sacarose 2 000 g solução 1 000 mL H_2O

$$\therefore \text{M} = \frac{2{,}92\ mol}{1\ L} = \frac{2{,}92\ mol}{L} \text{ de sacarose}$$

No interior do ovo, o meio é hipertônico.

8. b

Algo a mais

A osmose reversa no Brasil: quais os principais métodos de dessalinização?

Há duas técnicas mais aplicadas. "Uma é usada para tornar potável a água salobra de poços profundos, principalmente no Nordeste do Brasil", explica o geólogo Francisco Onivaldo Oliveira, do Departamento Nacional de Obras Contra as Secas, no Ceará. Trata-se da aplicação, ao contrário, do fenômeno químico da osmose — a passagem de um líquido do meio menos concentrado para o mais concentrado. No caso, uma bomba empurra a água salgada, mais concentrada, para um tanque com água sem sal, menos concentrada, onde uma película filtra e retém o sal. É a chamada "osmose reversa". O problema desse método é a água ultrassalgada que sobra no primeiro tanque. Uma solução é depositá-la em recipientes onde a mistura evapora até restar só o sal, que, então, poderá ser vendido comercialmente.

Se a quantidade de sal na água for muito grande, a técnica mais adequada é a da destilação, capaz de purificar um líquido quinze vezes mais concentrado do que a osmose reversa.

Revista *Superinteressante*. Disponível em: <http://super.abril.com.br/superarquivo/1998/conteudo_57439.shtml>. Acesso em: 17 abr. 2014.

UNIDADE 3 Termoquímica

Esta unidade se justifica pelo papel importante da Termoquímica, tanto na análise do conteúdo calórico dos alimentos quanto na energia envolvida nos transportes e na produção da maioria dos materiais usados em nosso dia a dia, além da dependência dos organismos em geral, incluindo nós, em relação à energia.

Optamos por não definir energia, dada a complexidade de sua definição, que envolve o conceito de trabalho e se relaciona com o uso das primeiras máquinas térmicas.

Os capítulos desta unidade permitem, como já foi visto, uma ampla relação com o cotidiano, e os cálculos matemáticos envolvidos não apresentam grandes dificuldades.

Objetivos da unidade

- Conhecer as relações existentes entre as quantidades de matéria e o calor envolvido na transformação dessa matéria;
- associar a variação de entalpia com cada mudança de estado físico;
- quantificar a entalpia de formação ou combustão das reações e a entalpia de ligação das substâncias.

Ideias iniciais

1. Exemplos de liberação de energia: queima de carvão; funcionamento de motores em que há combustão de gasolina ou álcool; reações químicas em pilhas ou baterias; gás usado em fogões; queima dos alimentos no organismo humano etc. Exemplo de absorção de calor: fotossíntese das plantas.
2. O avanço nos métodos de conservação de alimentos, que propiciou as grandes navegações; o conhecimento sobre os metais e métodos de obtenção para fabricação de armas e equipamentos de proteção usados nas antigas guerras; o conhecimento sobre radioatividade e energia nuclear para diversificar a matriz energética de um país.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- De olho nos rótulos: compreendendo a unidade caloria (apresenta o que é caloria e inclui considerações sobre termos muitas vezes usados erroneamente por grande parte da indústria alimentícia) — *Química Nova na Escola*, n. 21, p. 10: <http://www.qnesc.sbq.org.br/qni/visualizarConceito.php?idConceito=54>.
- Interpretação de rótulos de alimentos no ensino de Química (apresenta uma maneira de trabalhar com os rótulos de alimentos para estudar a Química; utilizando os dados fornecidos, trabalha o processo de investigação, a interdisciplinaridade, a importância de se justificar o estudo de um determinado assunto, entre outros temas) — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 34: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_1/07-RSA-1007.pdf>.
- Jornal *O Estado de S. Paulo* — Reportagem mostrando o porquê de mares e oceanos serem os

verdadeiros "pulmões do mundo": <http://www.estadao.com.br/noticias/impresso,mares-sao-os-pulmoes-do-mundo-diz-cientista,766404,0.htm>.

- *YouTube* — Vídeo com dicas para iniciar uma atividade física: <https://www.youtube.com/watch?v=Eqndvha1tZg>.

Capítulo 8

Poder calórico dos alimentos

Objetivos do capítulo

- Entender a importância de uma dieta balanceada;
- conhecer o processo de medição da quantidade de caloria de um alimento;
- quantificar a quantidade calórica de uma porção de alimento.

Sugestões de abordagem

Em nossa sociedade, atualmente é grande a preocupação com a saúde; e a essa preocupação está aliada a ideia da necessidade de dietas alimentares.

É bem provável que o aluno conheça pessoas que fazem dietas e possa estar familiarizado com a expressão "calorias dos alimentos", sem saber, exatamente, seu significado. Assim, ao iniciar a abordagem desse tema, é preciso definir o termo "caloria" e explicar os métodos para a determinação de suas quantidades, bem como seu uso pelo organismo. A partir desses conceitos, o interesse do aluno pode ser despertado pela relação entre as calorias ingeridas e as gastas no dia a dia.

Química e saúde (p. 165)

É preciso repor a energia gasta

Com este texto, espera-se que o professor mostre aos alunos a importância da prática de esportes não só quanto ao aspecto físico, mas também quanto ao equilíbrio emocional.

A relação da prática de esportes com os conceitos de Termoquímica que serão estudados nos capítulos seguintes é feita com base nas quantidades de energia "gastas". As questões do texto permitem uma associação com a Física, e inicia-se uma abordagem que exige que o aluno selecione a informação a ser usada e explique sua dedução.

1. Professor, para responder a essa questão, encaminhe uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.

2. O halterofilista está levantando a certa altura do chão um haltere de 1 kg de massa. Assim, a energia envolvida no processo é a energia potencial, uma vez que esta é a forma de energia que envolve a distância do ponto de referência (no caso, a altura em que o haltere foi erguido em relação ao chão). Para justificarmos o valor de 10 J, uma vez identificada a forma de energia envolvida, basta substituirmos as variáveis da fórmula correspondente.

$$E_p = mgh = 1 \cdot 10 \cdot 1$$

$$E_p = 10 \frac{kg \cdot m^2}{s^2}$$

$$E_p = 10\ J$$

Química e saúde (p. 172)

Obesidade

A inclusão deste texto é justificada pela relação evidente entre o poder calórico dos alimentos e a obesidade, o que permite ao professor diversas abordagens. Por exemplo, o professor pode iniciar a discussão apresentando um mapa-múndi e pedir aos alunos que localizem alguns países ou regiões da Terra onde é grave o problema da subnutrição e países com problemas de obesidade. Aqui cabem algumas questões, como:

- A produção de alimentos é suficiente para alimentar todas as pessoas da Terra?
- Quais fatores explicam a subnutrição?
- Entre obesidade e subnutrição, qual delas pode ser atribuída a uma deficiência de conhecimento?
- Cite alguns fatores que levam à obesidade.
- Os países ricos podem ajudar a eliminar a subnutrição? De que maneira?
- Existe uma relação entre o comportamento individual de pessoas abastadas e a fome em regiões mais pobres?

Por último, o professor pode explicar como calcular a porcentagem de tecido adiposo e como é feito o diagnóstico da obesidade.

O professor deve tomar muito cuidado para não constranger os alunos com massa corporal maior que a média. É importante esclarecer que a obesidade é considerada uma doença e não deve ser motivo de preconceitos.

1. Seu IMC é de aproximadamente 22 kg/m^2, o que é considerado normal.

2. Resposta pessoal.

3. Diabetes, pressão alta, doenças cardiovasculares etc.

4. a) Resposta pessoal.
b) Resposta pessoal.
c) Alimentação equilibrada e prática regular de atividade física.

Integrando conceitos (p. 173)

Conteúdo energético dos macronutrientes

1. a) 400 g, 15 390 kJ
b) 200 g

2. a) 170 kJ
b) 170 kJ

3. 160 g; 1,8 hora.

4. 167 g de creme de amendoim.

5. Anemia.

6. Carboidratos: 391 kJ; proteínas: 340 kJ; lipídios: 1 862 kJ.

7. 20 horas.

Capítulo 9

Termoquímica

Objetivos do capítulo

- Diferenciar os processos exotérmicos e endotérmicos;
- conceituar entalpia;
- quantificar a variação de entalpia das reações exotérmicas e endotérmicas.

Sugestões de abordagem

A partir dos exemplos do texto (p. 175 e 176), enriquecer a aula, enfatizando as relações:

- **processo exotérmico**: liberação (perda) de energia;
- **processo endotérmico**: consumo (ganho) de energia.

Pode-se levar para a sala de aula uma garrafa de refrigerante gelada e pedir a um aluno que a segure e descreva a sensação obtida (a sensação de frio significa que está havendo uma transferência de calor da mão para a garrafa).

A notação das energias envolvidas e a sua dependência da quantidade de substâncias devem ser bem fixadas pelo aluno.

No que se refere à **entalpia** e à **entalpia padrão**, é importante que o aluno visualize o primeiro conceito como conteúdo energético, tendo em mente que somente podemos medir as suas variações e que, para isso, contamos com o auxílio de parâmetros de comparação: o estabelecimento de padrões.

O manuseio e a compreensão de gráficos (diagramas) devem ser enfatizados pelo professor, juntamente com as definições de entalpia de fusão e vaporização.

Algo a mais

A gasolina está acabando?

1. Realizar um trabalho interdisciplinar com o professor de Geografia, localizando as maiores reservas de petróleo (hidrocarbonetos), carvão e gás natural da Terra.

2. Mencionar a poluição proveniente da queima de carvão e hidrocarbonetos.

3. Discutir as fontes alternativas de energia: etanol (álcool da cana-de-açúcar), metanol (álcool da madeira), energia solar, hidrogênio, eletricidade, biodiesel.

Energia solar

Provavelmente a maior, mais importante e mais atraente fonte de energia seja o Sol. Diariamente, enormes quantidades de energia solar atingem a superfície do nosso planeta. Essa energia é gratuita, não gera poluição e é renovável; a dificuldade, porém, está em transformá-la em uma forma utilizável.

Uma casa ou um edifício construídos com materiais e orientação apropriados podem captar o calor do Sol. Através de janelas com vidros transparentes ou abertas, esse calor provoca a formação de correntes de ar aquecido, que se espalham no interior da construção. O solo e as estruturas absorvem calor durante o dia, liberando-o à noite.

Existem dispositivos — que estão se tornando cada dia mais comuns —, denominados **coletores solares**, constituídos por uma camada inferior isolante recoberta por uma superfície preta, sobre a qual estão localizados canos com água corrente. O sistema é coberto por uma lâmina de vidro ou plástico transparente.

Se alguma vez você pisou, descalço, no asfalto, em um dia ensolarado, provavelmente percebeu que corpos escuros são excelentes para absorver a radiação solar, transformando-a em calor. Como a lâmina de vidro evita ou diminui a perda de calor para o ambiente externo, o calor aquece a água que circula nos canos. Dessa maneira, temos quase de graça (excluindo o custo inicial da instalação do sistema) água quente para vários usos diretos e que pode, inclusive, aquecer a casa no inverno.

Capítulo 10

Equações termoquímicas

Objetivos do capítulo

- Associar a entalpia padrão das substâncias puras a 1 bar de pressão e 298,15 K ao valor zero;
- conhecer os alótropos mais estáveis de alguns elementos;

- representar equações termoquímicas;
- conceituar entalpia de formação e combustão;
- quantificar a entalpia das reações químicas;
- associar as quebras de ligações químicas com processos endotérmicos e as formações dessas ligações a processos exotérmicos.

Sugestões de abordagem

De fundamental importância são as definições de entalpia de formação e de combustão, assim como a determinação de seus valores em uma dada equação termoquímica, a partir da utilização dos dados constantes da tabela de entalpia padrão de formação.

Energia de ligação

O importante é que o aluno fixe que a quebra de ligações é sempre um processo endotérmico, ao passo que a formação de ligações consiste em um processo exotérmico.

Assim, o ΔH de uma reação pode ser determinado pela comparação entre a energia absorvida pelo sistema para a quebra das ligações e a energia liberada pelo sistema para a formação das ligações.

Acreditamos que a resolução dos exercícios torna-se mais simples quando não se exige do aluno o conhecimento dos mecanismos; por isso, deve-se levá-lo a ter em mente que todas as ligações entre os reagentes serão quebradas e que todas as ligações dos produtos serão formadas.

Química e meio ambiente (p. 213)
Amazônia: o "pulmão do mundo"?

1. A Amazônia é importante para garantir a qualidade do solo e do estoque de água doce e a biodiversidade. Além disso, os processos de evaporação e transpiração da floresta são fundamentais para manter o equilíbrio climático.

2. O fitoplâncton é a base da cadeia alimentar de muitos seres aquáticos e sua reprodução está relacionada a parâmetros físicos e químicos do ambiente, como a luz, a temperatura e a disponibilidade de nutrientes na água. Para mais informações: <http://www.infoescola.com/biologia/fitoplancton>; <http://ecologia.ib.usp.br/portal/index.php?option=com_content&view=article&id=147&Itemid=443>.

Capítulo 11

Lei de Hess

Objetivos do capítulo

- Compreender o enunciado da Lei de Hess;
- quantificar a variação de entalpia de uma reação química usando a Lei de Hess.

Sugestões de abordagem

Após a explicação da Lei de Hess, que relaciona os estados final e inicial de uma reação química, é extremamente importante que sejam mostradas as resoluções de uma boa quantidade de exercícios, pois os alunos, a princípio, apresentam grande dificuldade em montar a equação pedida usando outras fornecidas.

Observação

> *O item* entropia e energia livre de Gibbs *normalmente não é abordado no Ensino Médio, devido ao fato de sua definição envolver equações termodinâmicas de difícil compreensão para os alunos dessa faixa etária. Em razão disso, limitamo-nos a apresentar relações (fórmulas) que permitam ao aluno determinar a espontaneidade das reações.*

Leia, analise e responda (p. 223)
País desperdiça biogás

Para aumentar o conhecimento do aluno sobre a intensificação do efeito estufa e explicar a expressão "créditos de carbono", optamos por colocar este texto no capítulo que aborda a Lei de Hess. Por meio do estudo da combustão do metano, do C (s) e do H_2 (g), o professor poderá verificar se o aluno consegue interpretar e representar a Lei de Hess.

1. 1 milhão de m^3 de gás natural ——— 100%

x ——— 70%

x = 0,7 milhão de m^3 de metano

Como a densidade do metano é 0,7 kg/m^3, temos:

0,7 kg = 700 g ——— 1 m^3

y g ——— 700 000 m^3

$y = 4{,}9 \cdot 10^8$ g de metano

1 t = 1 000 kg = 10^6

10^6 g de metano —— 21 créditos de carbono

$4{,}9 \cdot 10^8$ g de metano —— z

z ≅ 10 000 créditos de carbono

2.

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$	$\Delta H = -394$ kJ
$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(\ell)$	$\Delta H = -572$ kJ
$CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightarrow CH_4(g) + 2\,O_2(g)$	$\Delta H = +888$ kJ
$C(s) + 2\,H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$	$\Delta H = -78$ kJ

Química: uma ciência da natureza (p. 224)
A quebra do ATP libera energia?

O principal objetivo da leitura é desmistificar a quantidade de energia envolvida na quebra do ATP e indiretamente na respiração celular.

Com essa leitura, pode-se também introduzir um novo conceito no universo dos estudantes, a entropia, e relacioná-lo com a energia livre de Gibbs.

Sugerimos relacionar a expressão *espontaneidade de uma reação* com a ocorrência da reação.

1. $\underset{(-3\,619,21)}{ATP} + \underset{(-285,5)}{H_2O} \rightleftarrows \underset{(-2\,626,54)}{ADP} + \underset{(-1299)}{P_i}$ $\Delta H = ?$

$H_r = -3904,71$ $H_p = -3\,925,54$

$\Delta H = H_p - H_r$

$\Delta H = (-3\,925,54) - (-3\,904,7)$

$\Delta H = -20,83$ kJ

2. $ATP + \cancel{H_2O} \leftrightarrows ADP + \cancel{P_i}$ $\Delta G = -30,5$ kJ

$\cancel{P_i} + glicose \leftrightarrows glicose - P_i + \cancel{H_2O}$ $\Delta G = +13,8$ kJ

$ATP + glicose \leftrightarrows glicose - P_i + ADP$ $\Delta G = -16,7$ kJ

Como o ΔG da reação é negativo, podemos dizer que ela é espontânea.

3. $\underset{(-2\,768,1)\ x}{ATP} + \underset{(-1906,3)\ (-1096,1)}{H_2O} \rightleftarrows ADP + P_i$ $\Delta G = -31$

$G_r = (-2\,768,1 + x)$ $G_p = -3\,002,4$

$\Delta G = G_p - G_r$

$-31 = (-3002,4) - (-2768,1 + x)$

$x = -203,3$ kJ/mol

Algo a mais

Entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio: uma experiência simples de calorimetria com material de baixo custo e fácil aquisição

Transcrevemos a seguir um artigo da revista *Química Nova na Escola*, descrevendo uma atividade em que se determina uma entalpia de decomposição, levando em conta alguns aspectos experimentais que merecem ser discutidos com os alunos.

Termoquímica é um assunto importante, tanto no Ensino Médio quanto em disciplinas de Química Geral e Físico-Química no Ensino Superior.

Devido a limitações de infraestrutura, experiências de calorimetria no Ensino Médio, e mesmo em disciplinas de Química Geral, normalmente se restringem à clássica determinação da entalpia de neutralização de ácidos e bases fortes e/ou medidas de variação de entalpia associada a processos de dissolução.

Este artigo descreve uma experiência simples, realizada com material de fácil aquisição e baixo custo, mas que também produz bons resultados. Nesse experimento calorimétrico, foi medida a entalpia molar da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio contido em água oxigenada comercial a 10 volumes, usando fermento biológico (de pão) como catalisador.

Material e reagentes

- Recipiente de isopor (usado para manter a temperatura de mamadeiras, latas de bebidas etc.).
- Termômetro de álcool, para medir temperaturas entre 20° e 60° C (modelo utilizado nas áreas de refrigeração, galpões de criação de frangos etc. — facilmente obtido no comércio) ou termômetro digital.
- Fermento biológico (fermento de pão) fresco ou desidratado.
- Água oxigenada comercial a 10 volumes.

Procedimento

A Figura 1 mostra dois calorímetros simples. O da esquerda equipado com um termômetro digital e o da direita, com um termômetro a álcool.

Esses calorímetros podem ser construídos com um porta-lata de isopor, para manter refrigeradas latas de bebidas, com o fundo de um outro adaptado para ser usado como tampa (corte com uma faca, lixe para ficar bem plano e adapte bem justo ao porta-lata).

É importante assegurar que os termômetros estejam bem inseridos na água oxigenada, garantindo que estes fiquem em contato com o líquido durante a reação de decomposição.

Sérgio Dotta Jr./The Next

Figura 1: Calorímetro simples.

Como gás oxigênio é liberado durante essa reação, é necessário fazer um pequeno orifício adicional na tampa do calorímetro, além do orifício destinado aos termômetros, para permitir a saída do gás e consequentemente manter a pressão constante.

Adicione ao calorímetro um frasco de 100 mL de água oxigenada a 10 volumes. O uso deste exatamente dispensa a medida de volumes (e massa), pois tendo em vista que esses frascos contêm exatamente essa quantia especificada no rótulo e que, considerando que se trata de uma solução aquosa diluída (3% m/V), a massa dos 100 mL dessa água oxigenada terá aproximadamente 100 g.

Meça exatamente a temperatura da solução. Essa será a temperatura inicial (t_i).

Adicione aproximadamente meia colher de chá de fermento biológico, e tampe rapidamente o ca-

lorímetro. Testamos o experimento também com dióxido de manganês e não encontramos nenhuma diferença nos resultados, dando preferência ao fermento por ser mais acessível. O furo previamente feito na tampa do calorímetro permite a saída do gás oxigênio produzido.

Agite suavemente para misturar bem o fermento com a água oxigenada, e observe cuidadosamente a variação da temperatura do sistema, até atingir um valor máximo estabilizado. Essa será a temperatura final (t_f). Calcule Δt ($\Delta t = t_f - t_i$), que será usado nos cálculos da entalpia de reação.

Cálculos

Nos cálculos, serão feitas as seguintes aproximações. Densidade da solução igual à da água, ou seja, 1,0 g cm^{-3} (ou 1,0 g · $(mL)^{-1}$) e calor específico da mistura (água oxigenada mais fermento) igual ao da água, ou seja, 4,18 J $°C^{-1}$ g^{-1}.

As duas aproximações se justificam pelo fato de a água oxigenada usada, contendo o peróxido de hidrogênio, ser uma solução aquosa diluída, contendo apenas 3% m/V de H_2O_2, resultando em erro desprezível para a finalidade dessa experiência. Também, para uma primeira aproximação, será desprezada a capacidade calorífica do calorímetro (constante calorimétrica). Com essas considerações, a energia, na forma de calor, absorvida pela água será dada por:

$$q_{abs} \text{ pela água} = 4{,}18 \text{ J/°C} \cdot \text{g} \times 100 \text{ g} \times \Delta t$$

e, assim, o calor liberado pela reação terá o mesmo valor, porém com sinal invertido, ou seja:

$$q_{lib} \text{ pela reação} = -4{,}18 \text{ J/°C} \cdot \text{g} \times 100 \text{ g} \times \Delta t$$

Como em 100 mL de água oxigenada só existem 3,0 g de H_2O_2 ou 0,088 mol, já que no rótulo vem especificado que cada mL de água oxigenada contém 30 mg de H_2O_2, o ΔH (por mol de peróxido de hidrogênio decomposto) da reação será $q_{lib}/0{,}088$ em kJ/mol.

Com esse equipamento e esse procedimento de cálculo, obtêm-se resultados bastante razoáveis diante dos valores da literatura e, dependendo do aprofundamento que se deseja, o procedimento descrito até agora pode ser considerado suficiente.

Entretanto, para resultados mais exatos, é necessário levar em consideração o calor absorvido pelo próprio calorímetro (constante do calorímetro). Como fazer isso é descrito a seguir.

Determinação da constante calorimétrica (C)

Para se determinar o calor absorvido pelo calorímetro e assim a constante calorimétrica, mistura-se no calorímetro água fria com água quente. Num calorímetro perfeito, ou seja, um calorímetro no qual não ocorre troca de calor entre este e a vizinhança, a energia ganhada pela água fria, na forma de calor, terá que ser igual à energia perdida, na forma de calor, pela água quente. Isso nunca ocorre. Isopor é um bom isolante e o calor absorvido pelo calorímetro será pequeno, mas para resultados exatos deve ser levado em consideração.

Para se determinar a constante calorimétrica do calorímetro (uma propriedade de cada calorímetro), pode se proceder como se segue.

Colocar no calorímetro 50,0 mL de água fria (temperatura ambiente) e medir exatamente a temperatura dessa água.

Aquecer 50,0 mL de água até uma temperatura em torno de 70 °C. Medir exatamente a temperatura dessa água.

Adicionar rapidamente essa água quente à água fria no calorímetro, tampar e agitar o calorímetro para homogeneizar a solução resultante.

Observar a variação de temperatura do sistema. Quando atingir um valor constante (parar de subir), anotar a temperatura final da mistura.

Repetir a determinação pelo menos três vezes e calcular a média das variações das temperaturas (Δts) entre a mistura e a água fria e entre a água quente e a mistura, que serão usadas no cálculo da constante calorimétrica, conforme ilustrado pela Tabela 1.

Tabela 1: Dados experimentais para o cálculo da constante do calorímetro equipado com termômetro digital.

t água fria	t água quente	t mistura	Δt água fria	Δt água quente
22,2	69	44,7	22,5	24,3
22,4	73	45,1	22,7	27,9
22,8	73	46,4	23,6	26,6
Médias	—	—	22,9	26,3

A constante calorimétrica (C) será então calculada como se segue:

$$m_{\text{água fria}} \times 4{,}18 \text{ J } g^{-1} (°C)^{-1} \Delta t_f + C\Delta t =$$

$$= m_{\text{água quente}} \times 4{,}18 \text{ J } g^{-1} (°C)^{-1} \Delta t_q$$

em que Δt_f é a diferença entre a temperatura da mistura e da água fria e Δt_q, a diferença entre a temperatura da água quente e da mistura, respectivamente.

Considerações teóricas

A decomposição do peróxido de hidrogênio é uma reação isotérmica, dada pela equação:

$$H_2O_2\ (\ell) \rightarrow H_2O + \frac{1}{2}\,O_2\ (g) + \text{Energia}$$

Ou no caso específico desse experimento:

$$H_2O_2\ (aq) \rightarrow H_2O\ (\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\ (g) + \text{Energia}$$

Para a temperatura ambiente, 25 °C, ou 298,15 k, o ΔH dessa reação pode então ser calculado pela expressão:

$$\Delta H + \Delta H_f^\circ\ H_2O\ (\ell) - \Delta H_f^\circ\ H_2O_2\ (aq)$$

O ΔH_f° do H_2O_2 (aq) pode ser encontrado no *Handbook of Chemistry and Physics* (Weast, 1983-1984; Lide, 2006) e vale –191,0 kJ/mol. O da água líquida, que pode ser obtido também no mesmo livro, e em livros-textos, vale –285,5 kJ/mol. Fazendo os cálculos com esses dados, obteremos para o ΔH dessa reação –94,50 kJ/mol.

Alguns resultados ilustrativos

A determinação do calor de decomposição do peróxido de hidrogênio em água oxigenada comercial a 10 volumes (3% m/V) constitui uma das práticas de laboratório da disciplina Química Fundamental, oferecida para os cursos de Farmácia e de Nutrição da União de Ensino Superior de Viçosa, Univiçosa. Os resultados obtidos pelos estudantes foram sempre muito próximos de –95 kJ/mol.

Para ilustrar esse artigo, os autores fizeram algumas determinações, usando os calorímetros mostrados na Figura 1.

Primeiro, com três repetições, foi determinada a constante do calorímetro equipado com termômetro digital. Veja Tabela 1.

O valor médio encontrado para o C foi de 31,0 J/°C.

Com cada um dos calorímetros, foram então feitos dois experimentos para a determinação do calor da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio em água oxigenada a 10 volumes. Os resultados estão descritos na Tabela 2.

Tabela 2: Dados experimentais para a determinação do ΔH de decomposição do peróxido de hidrogênio com os calorímetros equipados com termômetro digital e termômetro a álcool, respectivamente.

Calorímetro	V H_2O_2	m H_2O_2	Δt
c/ termômetro digital	100 mL	100 g	18,3
	100 mL	100 g	18,2
c/ termômetro a álcool	100 mL	100 g	18,0
	100 mL	100 g	18,0

O calor liberado é então calculado por meio da fórmula:

$$q_{lib} = -4{,}18\ J/\,^\circ C\ g \times 100\ g \times \Delta t + C\,\Delta t$$

Para o calorímetro com termômetro digital, encontra-se então:

$$q_{lib} = -8{,}19 \times 10^3\ J$$

(três algarismos significativos)

Como em 100 mL de água oxigenada a 10 volumes existem 3,00 g de H_2O_2 ou 0,0882 mol, teremos então que:

$$\Delta H = -9{,}28 \times 10^4\ J/mol \text{ ou}$$

$$\Delta H = -92{,}8\ kJ/mol$$

Para o calorímetro com termômetro a álcool (menor precisão, subdividido em graus, enquanto o termômetro digital usado mede décimos de graus), encontrou-se valor um pouco menor, ou seja:

$$\Delta H = -9{,}18 \times 10^4\ J/mol \text{ ou } -91{,}8$$

$$\Delta H = -9{,}18\ kJ/mol$$

Comparado com o valor encontrado na literatura (Marzzacco, 1999), −94,6 kJ/mol, teríamos para o primeiro calorímetro um erro relativo de aproximadamente 2% e para o segundo um erro relativo de aproximadamente 3%. Considerando os equipamentos usados, estes resultados podem ser considerados muito bons.

É importante notar que os resultados aqui apresentados são apenas para efeito de ilustração, sendo ainda importante notar que em todas as nossas aulas práticas sempre são encontrados resultados muito próximos de −95 kJ/mol.

Considerações finais

Pouco existe na literatura sobre práticas de laboratório para medir a entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio. Fazendo a pesquisa bibliográfica, os autores encontraram apenas um artigo, de Marzzacco (1999).

Talvez uma das razões para isso seja que essa reação libera gás (oxigênio), o que precisaria ser levado em consideração. No experimento descrito por nós, o equipamento tem um pequeno orifício para que esse gás possa escapar e, assim, manter a pressão constante. Esse gás que escapa produz algum efeito térmico? Essa é uma questão importante e sem dúvida existe.

O artigo de Marzzacco ignora esse aspecto. Entretanto, a julgar pelos resultados obtidos, esse efeito não deve ser grande, mas merece ser levado em consideração. Assim, fizemos os cálculos para o trabalho de expansão a pressão constante (contra a atmosfera) $W = P\Delta V$, encontramos que este vale

aproximadamente 0,1 kL/mol e concluímos que de fato esse valor é insignificante comparado com −95 kJ/mol.

Questões para discussão

1. A reação usada neste experimento necessita de um catalisador, pois a decomposição é extremamente lenta sem o uso deste. Como podemos explicar que catalisadores aceleram reações químicas?
2. Ao se colocar água oxigenda em uma ferida (água oxigenada é um antisséptico), observa-se uma formação de espuma e borbulhas. O que acontece quando a água oxigenada entra em contato com a ferida?

Referências

LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 86th ed. Boca Raton: Taylor and Francis, 2006. Disponível em: <htpp://www.hbcpnetbase.com>. Acesso em: 17 abr. 2014.

MARZZACCO, C. J. The enthalpy of decomposition of hydrogen peroxide: a general chemistry calorimetry experiment. *Journal of Chemical Education*, v. 76, n. 11, Nov. 1999.

WEAST, R. C. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 64th ed. Boca Raton: CRC Press, 1983-1984.

Para saber mais

ARDON, M. *Oxygen:* elementary forms and hydrogen peroxide. New York: W.A. Benjamin, 1965.

Introduction to hydrogen peroxide. Physical and chemical properties of hydrogen peroxide. Disponível em: <htpp://www.h2o2.com/intro/properties.html>. Acesso em: 17 abr. 2014.

LUZ, A. M. R. e ÁLVARES, B. A. *Curso de Física*. v. 2. 3. ed. São Paulo: Harbra, 1993. 906 p.

NETTO, L. F. Capacidade térmica do calorímetro (Determinação). Disponível em: <htpp://www.feiradeciencias.com.br/sala08/08_32.asp>. Acesso em: 17 abr. 2014.

BRAATHEN, C.; FONTES, A. C.; LUSTOSA, A. A.; SEVERINO, K. G. Entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio: uma experiência simples de calorimetria com material de baixo custo e fácil aquisição. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 29, ago. 2008. Disponível em: <htpp://www.qnesc.sbq.org.br/online/qnesc29/10-EEQ-6106.pdf>. Acesso em: 17 abr. 2014

UNIDADE 4 Oxirredução

Esta unidade é de fundamental importância para o entendimento dos processos eletroquímicos e eletrolíticos.

Devido a essa importância, sugerimos trabalhar os capítulos desta unidade de forma bem simplificada e sempre contextualizando com as reações de oxirredução que ocorrem em nosso cotidiano: reações para o funcionamento de pilhas e baterias, queima de compostos orgânicos, enferrujamento de portões e automóveis e até mesmo reações de oxidação e redução que ocorrem nos organismos.

Para articular esta unidade com a anterior, vale associar a entalpia das substâncias reduzidas às suas entalpias quando oxidadas.

Objetivos da unidade

Ao final desta unidade, espera-se que o aluno:

- entenda os processos de ganho e perda de elétrons em uma reação química;
- represente reações de oxidação e redução;
- conheça as regras para a determinação do Nox;
- compare a quantidade de elétrons perdidos e recebidos nos reagentes e produtos de uma reação de oxirredução.

Ideias iniciais

1. Fenômenos naturais: fotossíntese; produção de energia pela oxidação de alimentos. Processos desenvolvidos pelo ser humano: extração de metais a partir de minérios; oxidação de combustíveis fósseis.
2. Resposta pessoal.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- Interpretação de rótulos de alimentos no ensino de Química (apresenta uma maneira de trabalhar com os rótulos de alimentos para estudar a Química; utilizando os dados fornecidos, tra-

balha o processo de investigação, a interdisciplinaridade, a importância de se justificar o estudo de um determinado assunto, entre outros temas) — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 34: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_1/07-RSA-1007.pdf>.

- *Como funciona* — *Site* que mostra como funciona o bafômetro: <http://ciencia.hsw.uol.com.br/bafometros.htm>.
- Hálito culpado: o princípio químico do bafômetro — *Química Nova na Escola*, n. 5, p. 3: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc05/quimsoc.pdf>.
- *YouTube* — Vídeo mostra os meios de respiração que existem em diferentes seres vivos: <http://www.youtube.com/watch?v=X9xn0Oesy3U>.

Capítulo 12

Oxirredução

Objetivos do capítulo

- Conhecer o número de oxidação de algumas espécies;
- associar o valor zero ao número de oxidação das substâncias simples no estado padrão.

Sugestões de abordagem

No início da aula, colocar uma lâmina de zinco, bem limpa, em um frasco contendo $CuSO_4$ (aq) e escrever no quadro de giz as fórmulas dos reagentes. A seguir, enquanto essa reação se processa, queimar uma palha de aço, especificando os reagentes e indicando que se formam os óxidos de Fe^{2+} e Fe^{3+}.

A análise das equações permite que o aluno perceba a perda e o ganho de elétrons, e, dessa forma, podem ser introduzidos os conceitos de oxidação e redução. Para evitar que o aluno associe o conceito de oxidação somente a reações com oxigênio, discutir a primeira reação, que, a essa altura, já deve ter ocorrido.

É importante frisar que o número de elétrons recebidos será sempre igual ao número de elétrons perdidos.

A seguir, se possível, provocar a combustão (oxidação) de um disco de Mg cortado de um ânodo de sacrifício de filtro de piscinas. Equacionar então a reação ocorrida:

$$Mg + O_2 \rightarrow MgO$$

e indicar a "carga" de cada espécie participante. Se achar conveniente, fazer a relação da "carga" com a localização na tabela e, com isso, introduzir o conceito de **números de oxidação — Nox**.

Capítulo 13

Reações de oxirredução

Objetivos do capítulo

- Identificar as reações de oxirredução;
- conceituar agente redutor e agente oxidante;
- reconhecer os processos de redução e oxidação que ocorrem nas reações de oxirredução.

Sugestões de abordagem

Como já se relacionou ΔNox aos fenômenos de oxirredução no capítulo anterior, pode-se, por meio de um exemplo, definir, neste momento, os agentes redutor e oxidante.

É conveniente a resolução de vários exemplos, mostrando sempre o que sofre redução, o que sofre oxidação, o agente redutor e o agente oxidante.

O uso de equações iônicas irá facilitar o entendimento de pilhas e eletrólise. Mostre ao aluno que é conveniente determinar o Nox de todos os elementos participantes da reação, e que isso, muitas vezes, serve como preparação para o balanceamento de reações de oxirredução.

Leia, analise e responda (p. 254)
Pouco calórico, tomate tem ação antioxidante

1. Radicais livres são moléculas com elétrons livres, altamente instáveis e reativas, liberadas pelo nosso organismo e que podem causar desde envelhecimento precoce até doenças degenerativas.
2. Consumir alimentos com propriedades antioxidantes e evitar frituras, não fumar e evitar demasiada exposição ao Sol.
3. Ter uma alimentação saudável é ter uma dieta alimentar balanceada, ou seja, uma dieta diversificada em relação a alimentos que fornecem todas as substâncias necessárias ao bom funcionamento do organismo e à manutenção da saúde, levando em consideração as calorias dos alimentos.

Capítulo 14

Balanceamento das equações de reações de oxirredução

Objetivos do capítulo

- Quantificar a variação do Nox nas espécies que se reduzem e se oxidam;
- balancear reações de oxirredução.

Sugestões de abordagem

Como os alunos já sabem que ocorre uma transferência de elétrons, mostrar a reação entre Zn (s) e HCℓ (aq) e, pelo número de elétrons transferidos, o balanceamento. Partindo desse exemplo, levar os alunos a entender que:

nº total de e^- (perdidos ou recebidos) = = ΔNox · coeficiente

Antes de apresentar equações mais complicadas, dar outros exemplos de reações com substâncias simples.

Química e aparência (p. 258)
Descolorindo o cabelo

Clarear ou descolorir os cabelos pode ser considerado um cuidado com a aparência, praticado por muitas pessoas no dia a dia. O texto está relacionando um fato do cotidiano do aluno ou de seus familiares com o conteúdo teórico: reações de oxirreduções.

Convém que o professor explique que esses processos devem ser feitos por profissionais capacitados.

Como a água oxigenada é citada como oxidante na transformação de grupos –SH ou $–SO_3H$, pode-se pedir aos alunos que verifiquem a validade dessa afirmação analisando a equação de semirreação:

$$H_2O_2\,(aq) + 2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow 2\,H_20\,(\ell)$$

1. Fotólise.

2. Agente redutor: melanina; agente oxidante: água oxigenada.

3. Proteínas desnaturadas perdem suas propriedades. O cabelo fica ressecado e frágil.

Integrando conceitos (p. 265)
Escurecimento da prata

1. Menor.

2. Ag_2S

3. O sulfeto de prata é um sal insolúvel em água.

4. Não. Porque os íons Ag^+ no composto Ag_2S sofrem redução a Ag^0 pela reação de oxirredução com o alumínio (Aℓ).

Química: uma ciência da natureza (p. 266)
Respiração é "tudo igual"?

Esta leitura permite diferenciar a respiração fisiológica (ventilação) da respiração celular. Muitos alunos não sabem ou se esquecem dessa diferença.

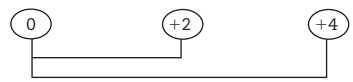
Por isso, é importante esclarecer a diferença entre esses processos e explicar que a principal função da respiração fisiológica é fornecer gás oxigênio aos tecidos, e a da respiração celular é fornecer energia para o organismo.

Chame a atenção para o fato de o gás oxigênio capturado pela respiração fisiológica ser também usado na respiração celular.

Por fim, esclareça que a fermentação é uma alternativa para a obtenção de energia na ausência de gás oxigênio.

Enfatize a interdisciplinaridade com Biologia.

1. $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\,C_2H_5OH + 2\,CO_2$



O Nox máximo do átomo de carbono é +4, como na molécula de CO_2. O Nox do carbono na molécula de álcool é +2, portanto esse carbono ainda pode ser oxidado e liberar energia.

2. $2\,H_2S + O_2 \rightarrow 2\,S + 2\,H_2O$

O Nox do H_2S aumenta de −2 para 0, sofrendo assim oxidação.
O O_2 sofre redução e, portanto, é o agente oxidante.

3. Em uma atividade física, o consumo de gás oxigênio e a produção de gás carbônico aumentam. Grande parte desse gás está dissolvida no plasma sanguíneo, reagindo com a água e formando ácido carbônico. Essa acidez é captada por receptores que enviam o sinal para o sistema nervoso, aumentando a frequência respiratória para diminuir a acidez.

4. A respiração celular é um processo que utiliza o gás oxigênio como reagente. O monóxido de carbono, associado à molécula de hemoglobina, impede a chegada do gás oxigênio às células. Dessa forma, o processo respiratório ficará prejudicado.

UNIDADE 5 Eletroquímica

Em época de necessidade de economia energética, cuidado ambiental e reciclagem, o estudo da Eletroquímica permite inserir o aluno nesse panorama.

Ao falarmos em pilhas e baterias, objetos que todos conhecem e têm em casa, muitas vezes estamos falando de uma alternativa de reaproveitamento energético, reciclagem e cuidados ambientais em relação ao descarte desses materiais para evitar a contaminação do meio com metais pesados.

Dada a diversidade existente de pilhas e baterias, nesta unidade é possível discutir fontes de energia portáteis para computadores, carros etc.

A unidade foi estruturada segundo um grau crescente de dificuldade. Primeiramente, utilizando a pilha de Daniell, preocupamo-nos em apresentar os elementos de um sistema eletrolítico e também algumas nomenclaturas: cátodo, ânodo, polo positivo, polo negativo etc. Em seguida, foi introduzido o potencial de oxidação e redução dos eletrodos, optando por dar ênfase à variação do potencial de redução de uma pilha.

No capítulo 18, discutimos a corrosão e proteção dos metais e, em seguida, no capítulo 19, apresentamos uma diversidade de pilhas comerciais e baterias.

O capítulo 20 introduz o conceito de eletrólise; reservamos os capítulos 21 e 22 para, respectivamente, aspectos quantitativos da eletrólise e oxirredução na obtenção de substâncias simples.

Objetivos da unidade

Ao final da unidade, esperamos que o aluno:

- consiga diferenciar célula galvânica de célula eletrolítica;
- saiba representar as semirreações que ocorrem nos processos eletrolíticos;
- conceitue potencial de redução e oxidação.

Ideias iniciais

O autor do texto, Oliver Sacks, refere-se à montagem como um "sanduíche". A bateria foi chamada de pilha pelo fato de as placas de metal, intercaladas com as placas de papelão embebido de salmoura, serem empilhadas, isto é, colocadas umas sobre as outras, formando uma pilha. A similaridade com um sanduíche é evidente, levando-se em conta a sobreposição de camadas (pão + recheio + pão).

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico (aborda os principais aspectos da corrosão e alguns métodos de prevenção) — *Química Nova na Escola*, n. 19, p. 11: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a04.pdf>.
- Constante de Avogadro: é simples determiná-la em sala de aula (relata um experimento simples, de eletrólise da água, que pode ser realizado com material de fácil obtenção e usado no cálculo da constante de Avogadro) — *Química Nova na Escola*, n. 3, p. 32: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc103/exper.pdf>.
- Eletricidade e a Química (apresenta a trajetória que levou à compreensão da eletricidade e à sua utilização na descoberta de novos elementos químicos, além da aproximação entre a Química e a Física) — *Química Nova na Escola*, n. 12, p. 34: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc12/v12a08.pdf>.
- Eletrólise: <http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd3/conteudo/aulas/12_aula/aula.html>.
- O bicentenário da invenção da pilha elétrica (apresenta o contexto da invenção da pilha elétrica no fim do século XVIII por Alessandro Volta, incluindo sua célebre controvérsia com Luigi Galvani) — *Química Nova na Escola*, n. 11, p. 35: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a08.pdf>.
- Simulador de pilha: <http://quimica10.com.br/10/?p=267>.

Capítulo 15

Pilhas

Objetivos do capítulo

- Conceituar pilhas e baterias;
- compreender a montagem de uma pilha;
- associar a ponte salina com o equilíbrio elétrico da solução eletrolítica;
- identificar os processos de corrosão e deposição que ocorrem nos eletrodos e relacioná-los com os fenômenos de oxidação e redução.

Sugestões de abordagem

O assunto normalmente desperta grande interesse nos alunos; por esse motivo, consideramos oportuno mostrar um pouco da evolução histórica das pilhas (Volta e Daniell), no texto teórico.

A pilha de Daniell pode ser montada em classe para mostrar os componentes de uma pilha e introduzir os nomes e os fenômenos que ocorrem. Em seguida, o professor pode apresentar a convenção de representação da pilha, ressaltando sempre que se trata de um processo espontâneo.

Os exercícios da seção *Exercícios fundamentais*, na p. 280, servem como revisão e fixação dos conceitos envolvidos, fornecendo uma base segura ao aluno. Eles devem, portanto, ser explorados com calma e detalhamento.

Química e eletricidade (p. 284)

As primeiras pilhas

A motivação para a colocação deste texto é o fato de acreditarmos que a história da Química mostra que o conhecimento científico está baseado em uma sequência de descobertas e invenções que, às vezes, ocorrem em um pequeno intervalo de tempo, como no desenvolvimento das pilhas entre o final do século XVIII e início do século XIX.

Para evidenciar que cientistas são pessoas como todas as outras, mostramos os comportamentos opostos de dois cientistas envolvidos com a invenção das pilhas: Galvani e Volta.

Para mostrar mais uma descoberta ocorrida no intervalo de tempo mencionado, o professor pode pedir aos alunos uma pesquisa sobre a relação entre a invenção da pilha e a descoberta dos elementos sódio e potássio, em 1807, pelo cientista Humphry Davy.

1. Porque cada metal apresenta uma reatividade diferente da de outro metal.

2. a) O meio úmido favorece a movimentação de íons, conduzindo melhor a eletricidade.

b) Soluções salinas são soluções aquosas de sais, que são compostos iônicos. Os compostos iônicos, nessas condições, dissociam seus íons em solução conduzindo eletricidade.

Capítulo 16

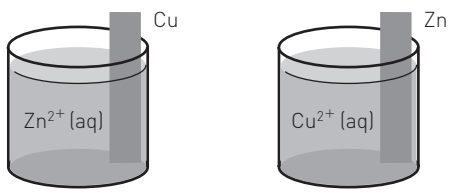
Potencial das pilhas

Objetivos do capítulo

- Comparar a força de oxidantes e redutores;
- quantificar a voltagem (ΔE^0) de uma pilha;
- prever a espontaneidade de uma reação de oxirredução.

Sugestões de abordagem

Para introduzir o conceito de maior ou menor tendência para sofrer redução dos metais, o professor poderá mostrar e discutir dois sistemas, tais como:



Com isso, apresentar o conceito de potencial de redução. A seguir, discutir a necessidade de estabelecer condições padrão e um eletrodo padrão.

É importante mostrar aos alunos que o ΔE^0 pode ser calculado tanto pelos E^0_{red} como pelos E^0_{oxi} e que o melhor oxidante é o que tem maior E^0_{red}.

Dessa maneira, o estudo dos fenômenos de corrosão torna-se mais simples.

Atividade experimental (p. 303)

Uma pilha incomum

1. $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$

2. É um meio eletrolítico, pois permite a passagem de corrente.

3. Água, ácido cítrico.

4. O magnésio, porque sofre oxidação.

5. Deverá diminuir a massa, uma vez que sofrerá corrosão.

Capítulo 17

Espontaneidade de uma reação

Objetivos do capítulo

- Prever a espontaneidade de uma pilha de acordo com os potenciais de redução das semicélulas;
- prever a diferença de potencial de uma pilha formada por duas semicélulas de potenciais de redução conhecidos.

Sugestões de abordagem

Levar para a sala de aula uma lâmina de zinco e uma de cobre e introduzi-las separadamente em soluções de ácido clorídrico. Podemos notar que na solução de HCℓ e zinco irá ocorrer a liberação de gás (H_2), enquanto na solução de HCℓ e cobre não irá ocorrer reação.

Podemos concluir que o zinco se oxida na presença do ácido e o cobre não se oxida. Portanto, o potencial de oxidação do zinco é maior que o do cobre.

Logo, uma reação espontânea entre zinco e cobre será $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.

Capítulo 18

Corrosão e proteção de metais

Objetivos do capítulo

- Descrever a corrosão do ferro na presença de gás oxigênio e água;
- entender o que é a a proteção contra a corrosão e relacioná-la ao conceito de metal de sacrifício;
- identificar metais que podem ser usados como metal de sacrifício.

Sugestões de abordagem

O fenômeno de corrosão mais comum no cotidiano do aluno é o do ferro. Peça aos alunos que, antes da aula, preparem em casa sistemas com pregos comuns e galvanizados imersos em água.

Realizar em sala a *Atividade experimental* deste capítulo e, a partir dos resultados, apresentar os conceitos envolvidos e introduzir a ideia do metal de sacrifício.

No capítulo, abordam-se as consequências da não utilização ou da manutenção do eletrodo de sacrifício em tanques de combustíveis comuns em postos de gasolina, bem como o impacto ambiental provocado pelo vazamento e a técnica mais moderna para descontaminar o lençol freático.

Atividade experimental (p. 348)

Eletrodo de sacrifício

A inserção desta atividade justifica-se pela possibilidade de o aluno ver na prática a ação dos metais de sacrifício.

Como o experimento utiliza pregos, o professor deve ficar atento quando os alunos manusearem esse objeto. Não permita brincadeiras de espécie alguma porque elas podem trazer problemas.

Deve-se atentar para o fato do experimento requerer um prazo de 10 dias para sua total execução. Assim, programe-se contando com esse intervalo de tempo entre o início da atividade e seu término.

1.

	COPO 2	COPO 3	COPO 4
A)	Zn	Mg	Fe
B)	$Zn\,(s) \rightarrow \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$	$Mg\,(s) \rightarrow \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$	$Fe\,(s) \rightarrow \rightarrow Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$
C)	oxidante	oxidante	redutor

2. Zn e Mg.

3. Cu.

4. Cobre. Como o Fe sofreu oxidação, isso indica que o E^0_{oxi} do cobre é menor que o do Fe e, consequentemente, o E^0_{red} do cobre deve ser maior que o do Fe.

5. Sim. Veja a tabela.

6. O Mg, por ter o maior E^0_{oxi} de todos.

Química e ambiente (p. 349)

Uma corrosão útil

O texto mostra como o conhecimento dos processos de oxirredução podem evitar uma reação que causa muitos prejuízos e pode ser utilizado em processos de descontaminação de águas poluídas por substâncias tóxicas. Para a integração com o conteúdo, peça para os alunos equacionarem as semirreações da oxidação do ferro metálico a Fe^{2+} e Fe^{3+}.

Para conscientizar os alunos e ajudar na tomada de posições, pergunte a eles se as indústrias devem ser responsáveis pelos resíduos gerados na fabricação de seus produtos.

1. $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e$; $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\,e$

2. O potencial de redução do ferro é menor que o do cloro.

3. Com o tempo o ferro vai se corroendo e perdendo sua eficiência na descontaminação da água, daí a necessidade de trocar essas barreiras por outras.

4. Para responder a essa questão, o professor poderá encaminhar uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.

Capítulo 19

Pilhas comerciais e baterias

Objetivos do capítulo

- Conhecer diferentes pilhas comerciais, suas aplicações e constituições;
- entender o funcionamento das baterias de chumbo;
- comparar as baterias automotivas comuns às baterias "secas" (*freedom*).

Sugestões de abordagem

Seria interessante cortar uma pilha seca comum e mostrar aos alunos sua constituição. Algumas fábricas de baterias de automóveis emprestam ou mesmo cedem modelos de baterias.

A partir do estudo da constituição da pilha e da bateria, introduzir a parte teórica.

Química e meio ambiente (p. 353)

Descarte responsável

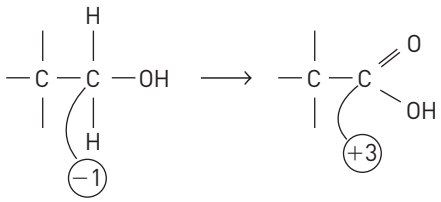
Como esse assunto é de extrema importância, sugerimos que você promova um debate com base no texto.

1. Resposta pessoal.

2. Sugestões de pesquisa:
- <http://www.mma.gov.br/port/conama/processos/0330EB12/ImpactosAmbientaisSanitarios.doc>.
- <http://sustentabilidade.santander.com.br/oquefazemos/praticasdegestao/Paginas/papapilhas.aspx>.
- <http://www.duracell.com.br/pt-BR/power-education/battery-care-disposal.jspx>.

Química e tecnologia (p. 355)
Bafômetro e pilha de combustíveis

O assunto "bafômetro" é discutido mais uma vez, pela importância de se alertar os alunos quanto à ingestão de bebidas alcoólicas. No entanto, agora não nos preocupamos com as medidas do álcool presente no sangue, mas como funcionam os bafômetros mais modernos. Quanto às explicações, não se deve exigir que os alunos memorizem a reação de oxidação do álcool, mas dependendo do perfil da classe pode-se discutir simplificadamente a reação que ocorre no ânodo:



relacionando-a com a transferência de elétrons, que gera uma corrente elétrica.

1. **a)** Agente oxidante: gás oxigênio; agente redutor: álcool etílico.

b) Oxigênio.

c) Carbono.

d) Álcool etílico.

e) Ácido acético.

2. $VO_2 = 100$ mL

$PV = nRT$

$1 \cdot 0{,}1 = n \cdot 0{,}082 \cdot 298$

$n = 0{,}004$ mol O_2

1 mol C_2H_6O ——— 1 mol O_2

46 g ——— 1 mol

x ——— $0{,}004$ mol

$x = 0{,}18$ g de álcool

Leia, analise e responda (p. 365)
Proteção catódica e proteção anódica

Dada a importância econômica do estudo da corrosão de metais, esse assunto é retomado, relacionando-o agora com situações em nível industrial e não mais doméstico. O texto descreve dois processos importantes, a proteção de ferro de navios e a produção de alumínio anodizado, este último, muitas vezes, ligado ao dia a dia do aluno, por exemplo na produção de esquadrias.

A análise do texto exige que o aluno recorde o processo de formação da ferrugem e deduza quais metais podem ser usados para evitá-la, usando uma tabela de potenciais padrão de redução.

1. A ferrugem é a formação de uma camada castanho-avermelhada que se forma em superfícies metálicas resultado da oxidação do ferro. É causada pelo contato do ferro com o gás oxigênio presente no ar e na água.

2. A substância protetora deve ter um potencial de redução menor que o potencial da substância a ser protegida, pois assim terá maior facilidade de sofrer oxidação.

3. $Zn^0 + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe^0$

$\Delta E = E_{red\ maior} - E_{red\ menor}$

$\Delta E = -0{,}447 - (-0{,}762)$

$\Delta E = 0{,}315$ V

O potencial positivo demonstra que a reação de proteção catódica é espontânea.

Capítulo 20

Eletrólise
Objetivos do capítulo

- Entender os processos eletrolíticos;
- diferenciar a eletrólise ígnea da eletrólise aquosa;
- comparar a tendência de descarga das espécies no ânodo e no cátodo;
- representar as equações químicas de oxidação e redução dos processos eletrolíticos;
- comparar a espontaneidade de ocorrência de transformações entre a pilha e a eletrólise.

Sugestões de abordagem

Um dos objetivos mais importantes deste capítulo é mostrar que a eletrólise é um processo não espontâneo. Para demonstrar isso, fazer em classe a eletrólise aquosa de um iodeto.

A partir desse experimento, dado no *Algo a mais*, os alunos podem chegar a um grande número de conclusões e podem-se introduzir os conceitos e os nomes envolvidos no processo, permitindo, inclusive, a recordação de indicadores, o que será útil no estudo do deslocamento de equilíbrios.

Atividade experimental (p. 368)
Eletrólise aquosa do NaCℓ

Usando materiais simples e de fácil acesso, o experimento permite demonstrar na prática a eletrólise, demandando apenas o cuidado de não aspirar os gases formados.

1. Os íons estão dissociados.

2. OH^- e $C\ell^-$. O íon $C\ell^-$ tem prioridade de descarga.

3. $2\ C\ell^-\ (aq) \rightarrow C\ell_2\ (g) + 2\ e^-$

4. H^+ e Na^+. O íon H^+ tem prioridade de descarga.

5. $2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g)$

6.

$$2\ NaC\ell(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + C\ell_2\ (g) + H_2\ (g)$$

ou

$$2\ C\ell^-(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ OH^-(aq) + C\ell_2\ (g) + H_2\ (g)$$

7. Verificar o caráter ácido ou básico da solução final.

8. A fenolftaleína reage visivelmente no eletrodo negativo (cátodo). A solução ao redor desse eletrodo ficará rosa.

9. Básico.

10. Gás cloro ($C\ell_2$). Tratamento de água, produção de ácido clorídrico e de alguns polímeros.

11. Gás clorídrico ($HC\ell$).

Algo a mais

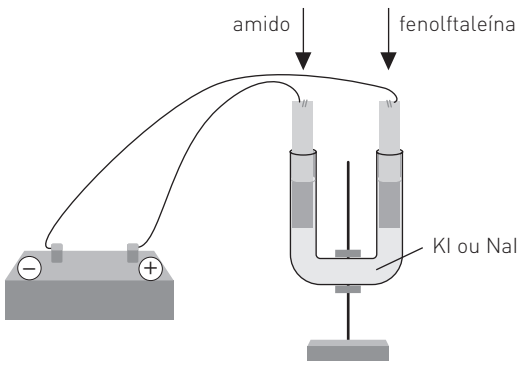
Eletrólise aquosa de um iodeto

Material

- solução aquosa de amido 1% (Obs.: dissolver o amido a quente)
- solução de KI ou NaI 0,5 M
- fenolftaleína
- 2 grafites de lápis
- 1 bateria de automóvel ou fonte de 6 V
- 1 tubo em U
- 1 garra
- 1 suporte

O tubo em U pode ser substituído por uma placa petri sobre um retroprojetor.

Procedimento



Após montar o equipamento, encher o tubo em U com KI (aq) ou NaI (aq). Em um dos ramos, colocar um pouco da solução de amido e, no outro, gotas de fenolftaleína. O polo negativo da bateria deve ser conectado ao ramo que contém o indicador e o polo positivo, ao que contém amido.

Após certo tempo, observa-se que:

- no polo positivo (ânodo), a solução adquire cor azul intensa, característica do I_2 na presença de amido:

$$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$$

- no polo negativo (cátodo), a solução adquire cor rósea, característica da fenolftaleína em meio básico, e ocorre liberação de bolhas:

$$2\ HOH + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$$

Se achar conveniente, mostrar, antes do experimento, um sistema com I_2 + amido e fenolftaleína + + base e, durante o experimento, recolher o gás liberado e promover sua combustão.

A partir disso, pode-se discutir por que o I^- (e não o OH^-) sofreu descarga, o mesmo ocorrendo com o H^+ e não com o Na^+ ou com o K^+. Levar o aluno a deduzir o que aconteceria se a eletrólise fosse ígnea.

Capítulo 21

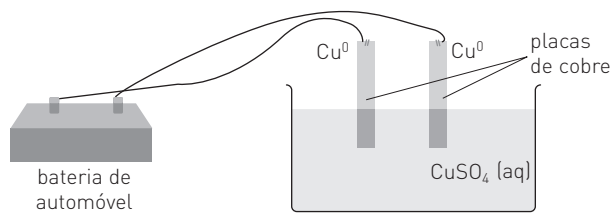
Aspectos quantitativos da eletrólise

Objetivos do capítulo

- Relacionar o número de elétrons transferidos pelo círculo externo com a quantidade de matéria oxidada ou reduzida;
- conhecer a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons (96 500 C);
- quantificar a intensidade da corrente elétrica do sistema e relacioná-la com sua carga (Q) em coulomb (C).

Sugestões de abordagem

Uma maneira de abordar o assunto que costuma causar grande impacto junto aos alunos é por meio do seguinte experimento:



Após certo tempo, é possível perceber que uma das placas de cobre sofre corrosão, enquanto a outra tem sua massa aumentada. A partir desse fato, relacionar a massa de cobre depositada com o tempo decorrido e com a quantidade de corrente. A seguir, é possível detalhar para os alunos a parte teórica.

É oportuno lembrar que a IUPAC recomenda que não seja mais usado o conceito de equivalente-grama. Assim, deve-se enfatizar que a passagem de 1 mol de elétrons corresponde a $9{,}65 \cdot 10^4$ C ou 1 F.

Se a execução do experimento não for possível, desenhe a ilustração anterior na lousa e a partir dela desenvolva a aula com valores fictícios e apropriados.

Capítulo 22

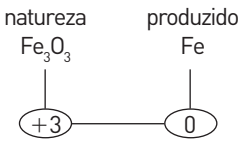
Oxirredução na obtenção de substâncias simples

Objetivos do capítulo

- Identificar quais metais são encontrados livres na natureza;
- entender os processos de obtenção na natureza de alguns metais;
- associar a metalurgia à produção de alguns metais;
- ser capaz de compreender e definir a ustulação;
- conhecer a forma de obtenção de metais e ametais por reações de oxirredução e processos eletrolíticos.

Sugestões de abordagem

A ideia básica é mostrar que a maioria dos metais não é encontrada na natureza como substância simples. O metal usado em maior quantidade é o ferro, mas na natureza ele é encontrado na forma de minérios, como hematita, magnetita etc.



A partir disso, mostrar os minérios mais importantes e os metais que se pode obter deles, dando especial destaque ao ferro.

Recordar algumas ligas, como latão e bronze, é muito conveniente.

Química e saúde (p. 408)

Os riscos envolvidos na metalurgia

1. Os riscos e perigos a que estão expostos os trabalhadores de indústrias metalúrgicas.
2. Conhecer a realidade do trabalhador e os processos utilizados nas indústrias é importante para que nós, consumidores e cidadãos, possamos escolher produtos de qualidade produzidos por empresas ambiental e socialmente responsáveis, que cumprem todas as obrigações trabalhistas. Está em nossas mãos, ao escolher o que comprar, pressionar as empresas eventualmente omissas a assumir suas responsabilidades.

UNIDADE 6 Cinética Química

O estudo da Cinética Química em geral desperta grande interesse nos alunos, uma vez que eles passam a conhecer e entender métodos para acelerar a taxa das reações químicas que muitas vezes ocorrem ao seu redor.

Nessa unidade, priorize alguns exemplos domésticos, como por exemplo: por que o uso de água quente lava mais facilmente louças e roupas quando comparado ao uso de água fria nessas mesmas situações? Por que ao aumentarmos a quantidade de fermento em um bolo ele crescerá mais rapidamente?

Em geral, a unidade não apresenta grandes dificuldades matemáticas, somente estando estas relacionadas à dedução da ordem de um participante da reação.

Objetivos da unidade

- Conceituar rapidez ou velocidade de uma reação;
- descrever as condições para a ocorrência de reações;
- conhecer os fatores que influenciam na rapidez das reações;
- identificar a ordem das reações.

Ideias iniciais

- *cin*, *cine*, *cines* = movimento (cinestesia, cinemática, cinética, cinema). Todos esses termos envolvem a ideia de movimento.
- Algumas consequências do aumento da temperatura da Terra: alterações no clima, derretimento de geleiras, aumento da temperatura dos oceanos e grande impacto na flora e na fauna de diversos ecossistemas. (Para você consultar: <http://www.mp.go.gov.br/portalweb/hp/10/docs/texto_para_debate_minicurso_questoes_atuais_do_meio_ambiente.pdf>. Acesso em: 17 abr. 2014.)

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não ex-

clusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- Estudo da atividade proteolítica de enzimas presentes em frutos (apresenta um experimento simples que aborda conceitos fundamentais de Química, Biologia e Bioquímica, cujo objetivo é identificar a presença de enzimas proteolíticas em diversos frutos) — *Química Nova na Escola*, n. 28, p. 47: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/11-EEQ-6906.pdf>.
- *YouTube* — Vídeo mostra aula com alguns experimentos que abordam os fatores que influenciam na rapidez de uma reação: <https://www.youtube.com/watch?v=UyTEfa5-IFs>.
- Pesquisa sobre incêndios florestais e queimadas — <http://www.inpe.br>; <http://www.icnf.pt/portal/florestas/dfci/incendios-florestais/estatisticas/estatistica-sgif>; <http://www.furb.br/monitoramentoflorestal/incendios.html>; <http://www.floresta.ufpr.br/~lpf/prevencao.html>.

Capítulo 23

Estudo da velocidade das reações

Objetivos do capítulo

- Quantificar a velocidade média de uma reação;
- interpretar e analisar gráficos de velocidade média de reação;
- comparar a velocidade média de 2 ou mais reações, identificando qual reação ocorre mais rapidamente.

Sugestões de abordagem

Queimar uma palha de aço e um pedaço de papel ao mesmo tempo e comparar a velocidade das duas reações. Essa comparação permite-nos concluir que, apesar de ambas serem reações de combustão, ocorrem com velocidades diferentes.

A partir desses experimentos, levar o aluno a concluir que:

a) uma reação termina quando pelo menos um dos reagentes acaba;

b) com o decorrer da reação, os reagentes são consumidos enquanto os produtos se formam.

Os gráficos que relacionam a quantidade dos participantes em função do tempo podem ser apresentados neste momento.

Leia, analise e responda (p. 424)

Cinética das reações do alumínio

A leitura descreve uma experimentação química. Isso requer dos alunos muita atenção. Assim, sugerimos que o professor conduza a leitura inserindo o máximo possível de objetos visuais para que o aluno consiga entender o procedimento adotado. Leve para a sala de aula, se possível, anéis de alumínio retirados de latas de refrigerante e analise cuidadosamente as fotografias presentes no livro. Deve-se alertar os alunos para fazerem uma leitura cuidadosa do texto. Além da observação das fotos, o aluno deve relacionar a intensidade da formação de um produto com a rapidez da reação e também saber relacionar as quantidades em número de mol do gás H_2 formado em certo intervalo de tempo.

1. A formação de gás.

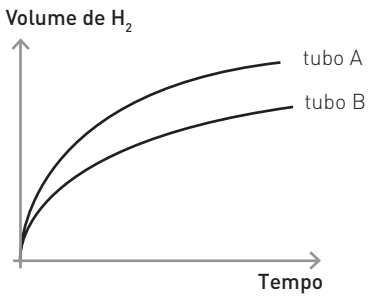
2. $6\ HC\ell + 2\ A\ell \rightarrow 2\ A\ell C\ell_3 + 3\ H_2$

3. Gás hidrogênio.

4. Em ambos os tubos ocorre liberação de gás. No tubo *A* essa liberação é mais intensa. A liberação de gás é mais intensa no tubo contendo a solução de maior concentração.

5. No tubo *B*, pois a solução aquosa de ácido clorídrico menos concentrada consome menos o alumínio metálico.

6.



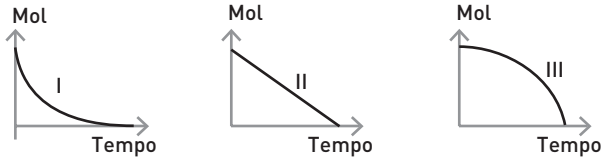
7. $V_m = \frac{0{,}01\ mol}{5\ min} = 2 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot min^{-1}$

8. Em ambos os tubos foi liberada a mesma quantidade de gás hidrogênio ao término das reações porque a quantidade de alumínio metálico que reagiu foi a mesma.

Algo a mais

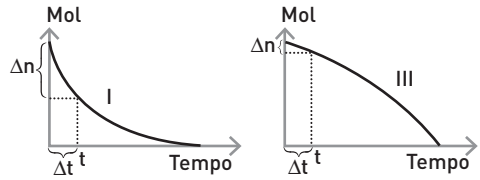
O formato das curvas nos gráficos que relacionam o número de mol consumido e formado com o tempo

A curva que representa um reagente em uma reação é sempre descendente, pois sua quantidade diminui com o passar do tempo. Levando-se em conta apenas esse dado, poderíamos ter três tipos de curvas:



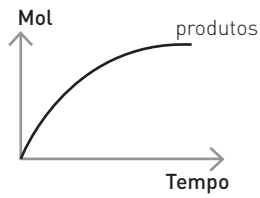
No entanto, com o decorrer da reação, diminui não só o número de mol do reagente, como também a rapidez da variação desse número. Assim, o gráfico II deve ser excluído, pois apresenta uma variação de número de mol constante.

Além disso, a velocidade de consumo do reagente é maior no início da reação; portanto, em um mesmo intervalo de tempo (Δt), a variação do número de mol é maior no início da reação.



Observando os gráficos I e III, notamos que a variação do número de mol (Δn) em I é maior, para um mesmo intervalo de tempo (Δt). Logo, a curva que representa o reagente é descendente e sua concavidade está voltada para cima, como representado no gráfico I.

Usando o mesmo raciocínio, podemos concluir que a curva que representa a formação dos produtos é ascendente e sua concavidade está voltada para baixo. Genericamente:



Capítulo 24

Condições para a ocorrência de reações

Objetivos do capítulo

- Descrever a teoria da colisão e relacioná-la à condição para a ocorrência de uma reação química;
- conceituar energia de ativação, quantificá-la e reconhecê-la a partir de um gráfico;
- associar o complexo ativado à energia de ativação.

Sugestões de abordagem

Levar para a sala um frasco com ácido e um com base e, depois de colocá-los lado a lado, perguntar para os alunos se as substâncias reagirão. Logo eles perceberão que ocorrerá reação se ambas forem misturadas, ou seja, se houver **contato** entre elas.

Se dispuser de uma lamparina, perguntar também aos alunos por que o pavio não queima, apesar de já conter álcool e de estar em contato com o oxigênio do ar. A partir disso, introduzir o conceito da energia de ativação e, posteriormente, apresentar os diagramas.

Capítulo 25

Fatores que influem na rapidez das reações

Objetivos do capítulo

- Relacionar a superfície de contato, a temperatura e a concentração de reagente com a Teoria da colisão e a partir daí entender como esses fatores alteram a rapidez das reações;
- conceituar catalisadores;
- diferenciar catálise homogênea de catálise heterogênea.

Sugestões de abordagem

Iniciar a abordagem desse assunto executando as *Atividades experimentais* da página 454.

Levar para a sala de aula quatro comprimidos efervescentes, água gelada e água a temperatura ambiente. Em copos com água à mesma temperatura, adicionar um comprimido inteiro e um triturado (em pó), para os alunos compararem a velocidade das reações. Em seguida, colocar um comprimido em água gelada e outro em água a temperatura ambiente ou quente, a fim de que os alunos também comparem a velocidade das reações. Além disso, levar uma batata e água oxigenada para mostrar a ação de uma enzima (catalisador), favorecendo a decomposição da água oxigenada.

Química, indústria e cotidiano (p. 452)

Os catalisadores na indústria e no nosso dia a dia

O texto mostra o funcionamento básico de um conversor catalítico em automóveis. É conveniente fazer uma rápida recordação dos principais poluentes atmosféricos, estudados no capítulo 24 (*Óxidos*) do volume 1. A interligação com a Biologia é explorada no estudo da ação da catálise sobre a água oxigenada.

1. Adsorção é uma retenção na superfície (superficial), enquanto absorção é uma retenção na parte interna (intersticial).

2. Para se retirar, por meio da adsorção, odores desagradáveis de dentro da geladeira, provenientes da presença de substâncias voláteis que se desprendem ou que são produzidas na decomposição dos alimentos, mesmo em baixa temperatura.

3. A adsorção enfraquece as ligações fazendo com que para quebrá-las seja necessária uma menor quantidade de energia.

4. Ambos aumentam a rapidez das reações.

Atividades experimentais (p. 454)

Ambos os experimentos são facilmente realizáveis e necessitam de materiais de fácil obtenção. Assim, conseguimos demonstrar aos alunos a influência da superfície de contato, da temperatura, da concentração e do catalisador utilizado na rapidez das reações.

I. Testando a rapidez das reações

1. No copo do comprimido triturado, porque houve aumento da superfície de contato.

2. No copo com água quente; pois, com maior temperatura, a rapidez é maior.

3. Van't Hoff. Com o aumento de 10 °C, a rapidez de uma reação dobra.

4. Ácido acético. É uma solução ácida.

5. A concentração. Quanto maior a concentração, maior a rapidez da reação.

II. Testando a rapidez das reações

1. Decomposição.

2. $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

3. O_2 (g). Para provar, pode-se colocar um palito de fósforo em brasa no interior do frasco contendo esse gás: o palito irá acender.

4. No copo com batata ou fígado cru, pois existe maior concentração de enzima.

5. Considerando que a enzima não se altera, a batata poderia ser usada novamente.

6. Catalase.

7. Não.

Capítulo 26

Lei da velocidade

Objetivos do capítulo

- Conceituar a Lei da velocidade de uma reação química;
- quantificar a velocidade de uma reação química;
- relacionar a etapa lenta das reações não fundamentais com o cálculo da velocidade de uma reação química;
- interpretar tabelas para determinar a ordem de cada reagente.

Sugestões de abordagem

Lei da velocidade

Como esta parte da Cinética Química é extremamente teórica, exemplificar o assunto utilizando uma tabela com dados experimentais sobre a decomposição, por exemplo, do H_2O_2 (aq):

EXPERIMENTO	$[H_2O_2]$ (EM MOL · L^{-1})	VELOCIDADE (EM MOL · L^{-1} · MIN^{-1})
I	0,10	$1{,}01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2{,}02 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4{,}04 \cdot 10^{-3}$
IV	0,60	$6{,}06 \cdot 10^{-3}$

Analisando e relacionando os experimentos, temos:

- I e II

	H_2O_2	VELOCIDADE
I	0,10 (×2)	$1{,}01 \cdot 10^{-3}$ (×2)
II	0,20	$2{,}02 \cdot 10^{-3}$

Notamos que a concentração em III é quatro vezes maior do que em I, o mesmo acontecendo com a velocidade.

- I e III

	H_2O_2	VELOCIDADE
I	0,10 (×4)	$1{,}01 \cdot 10^{-3}$ (×4)
III	0,40	$4{,}04 \cdot 10^{-3}$

Com isso, podemos concluir que a concentração molar de H_2O_2 (aq) é proporcional à velocidade, e essa constatação pode ser expressa matematicamente por: $v = k \cdot [H_2O_2]$.

UNIDADE 7 Equilíbrios químicos

Esta unidade requer um cuidado maior, dado o elevado grau de abstração requerido dos alunos.

Esclareça que todas as reações são reversíveis, mas que na prática isso não ocorre devido a aspectos cinéticos.

Trabalhe com o conceito de estabelecimento do equilíbrio no instante em que as velocidades das reações direta e inversa se igualam, mas lembre que isso não implica que as concentrações dos participantes sejam iguais.

Informe de que maneira deve ser expressa a constante de equilíbrio e quais participantes fazem parte dela.

Além disso, discuta os fatores que deslocam um equilíbrio.

Objetivos da unidade

- Representar a constante de uma reação química em função da concentração e da pressão;
- relacionar K_c com K_p;
- enunciar o princípio de Le Chatelier.

Ideias iniciais

Esse rigor se justifica pela necessidade de assegurar que o medicamento (produto final) não apresente substâncias indesejáveis, que podem ser formadas durante o processo, ou excesso de algum reagente ou vestígios do solvente utilizado, que possam ser prejudiciais ao organismo.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- Analogias no ensino do equilíbrio químico (discute a validade do uso de analogias no ensino de Química e mostra algumas analogias propostas por especialistas) — *Química Nova na Escola*, n. 27, p. 13: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc27/04-ibero-3.pdf>.
- *YouTube* — Vídeo mostra aula sobre equilíbrio químico e cálculo de K_C e K_P: <https://www.youtube.com/watch?v=qtXObDeNYMM>.
- *YouTube* — Vídeo mostra aula sobre deslocamento de equilíbrio: <https://www.youtube.com/watch?v=J1vHfmFc5uY>.

Capítulo 27

Processos reversíveis

Objetivos do capítulo

- Entender a reversibilidade das reações químicas;
- quantificar a constante de equilíbrio em termos de concentração e pressão;
- quantificar a concentração em mol/litro de uma espécie em equilíbrio;
- interpretar possíveis valores de K_c;
- entender o quociente da reação (Q_c) e relacioná-lo com a constante de equilíbrio.

Sugestões de abordagem

Utilizar um indicador (por exemplo, a fenolftaleína) e adicioná-lo a uma amostra de base (por exemplo, amoníaco). Em seguida, adicionar um ácido até a solução se tornar incolor e, a partir disso, explicar genericamente que o indicador se encontra em equilíbrio:

$$\underbrace{H\,Ind}_{\text{incolor}} \rightleftarrows \underbrace{H^+ + Ind^-}_{\text{róseo}}$$

Quando o indicador está ionizado, a cor é rósea; quando não está, é incolor.

Pode-se também discutir o equilíbrio da água líquida em frasco fechado, conforme o texto da página 476.

$$H_2O\,(\ell) \rightleftarrows H_2O\,(v)$$

Leia, analise e responda (p. 503)

Sangue azul

Pode ocorrer que os alunos associem os equilíbrios químicos e a reversibilidade de reações somente a situações de laboratório e industriais. Para evitar esse fato, mostramos os equilíbrios químicos existentes no sangue humano entre a hemoglobina, o gás oxigênio e a oxi-hemoglobina. Pelo entendimento do texto, solicita-se do aluno a associação da cor do sangue com sua função de transportar O_2 para os pulmões ou dos pulmões para todas as partes do corpo. A relação com o conteúdo é feita cobrando-se a representação das constantes de equilíbrio (K_c e K_p).

1. O sangue azul é mais pobre em gás oxigênio do que o sangue vermelho. Esse sangue venoso é

rico em gás carbônico que foi retirado das células do corpo.

2. O sangue arterial transporta oxigênio para todas as partes do organismo.

3. $Kc = \frac{[HbO_2\ (aq)]}{[Hb\ (aq)] \cdot [O_2\ (g)]}$ $\qquad K_p = \frac{1}{P_{O_2}\ (g)}$

Algo a mais

Esta atividade experimental pode ser apresentada pelo professor para evidenciar os conteúdos teóricos sobre cinética química e equilíbrios químicos ou pode ser apresentada acompanhada de perguntas que cobrem do aluno explicações sobre as transformações ocorridas.

Seus principais objetivos são estudar:

a) reações reversíveis;

b) reações em etapas;

c) etapa lenta de uma reação;

d) ação do catalisador.

Material

- erlenmeyer 250 mL. Se o experimento for realizado pelos alunos, use tubos de ensaio.
- rolha de borracha ou plástica
- glicose: 20 g/L
- hidróxido de sódio (NaOH): 20 g/L
- 1 mL de solução aquosa de azul de metileno (AM) a 1%

Procedimento

1. Dissolva os 20 g de NaOH em aproximadamente 0,5 L de H_2O e espere o sistema esfriar. A seguir, dissolva os 20 g de $C_6H_{12}O_6$ e complete com água até o volume de 1 L.

2. Um pouco antes do experimento, adicione o azul de metileno. Espere até o sistema ficar incolor, que corresponde à redução do azul de metileno.

3. Tampe o frasco e agite o sistema até obter a cor azul. Deixe em repouso até desaparecer a cor. Reinicie o procedimento.

Observação

1. A solução deve ser preparada em quantidade necessária para o experimento, entre meia e uma hora antes, porque ela se altera com o tempo.

2. Acreditamos que não seja necessário apresentar fusões e desviar a atenção deles do mais importante.

3. AM 1% e a glicose (Dextrosol) podem ser encontrados em farmácias.

4. Essa reação (oxidação da glicose) ocorre em meio fortemente básico, por isso adicionamos o NaOH.

5. Aprofundamento para nós, professores:

*a) O fato de a intensidade da cor azul manter-se invariável (visualmente) até a proximidade do fim, quando se descolore com maior rapidez, indica-nos a presença de um **produto intermediário**, que vai se regenerando, mantendo sua concentração constante durante todo o tempo, salvo na fase final, em que a falta de regeneração do produto intermediário evidencia-se porque a cor desvanece até desaparecer. Podemos dizer que isso caracteriza a presença de um catalisador.*

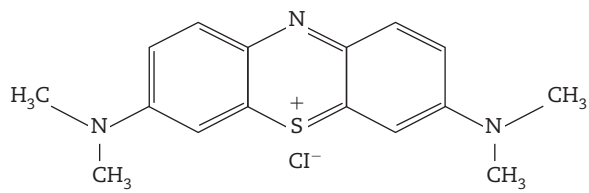
b) Na 2ª etapa, o reativo limitante é o AM reduzido (incolor), independentemente da concentração de O_2 dissolvido. Isso é demonstrado pela constância da intensidade da cor, até que a concentração de O_2 na solução aproxime-se de zero.

Sugestões de abordagem

1. Explique aos alunos que:

- A solução inicial contém azul de metileno (AM) na forma reduzida, que é incolor.

Só por curiosidade, veja a fórmula de uma das estruturas de ressonância do AM oxidado:



- Ao agitarmos a garrafa, favorecemos a dissolução do O_2 na solução, com a consequente formação da forma oxidada do AM (cor azul).
- Em repouso, a cor azul vai desaparecendo até a solução tornar-se quase incolor (amarelo bem pálido). Isso ocorre porque o AM oxidado (azul) oxida a glicose, produzindo o ácido glucônico e regenerando o AM reduzido (incolor).
- A seguir, monte o esquema na lousa, o que ajudará os alunos a entender melhor o processo:

1ª etapa $\quad O_2\ (g) \xrightarrow{\text{rápida}} O_2\ (\text{solução})$

2ª etapa $\quad O_2\ (ag) + AM_{\underset{\boxed{\text{incolor}}}{\text{reduzido}}} \xrightarrow{\text{rápida}} AM_{\underset{\boxed{\text{azul}}}{\text{oxidado}}}$

3ª etapa

$AM_{oxidado} + \text{glicose} \xrightarrow{\text{lenta}} AM_{reduzido} + \text{ácido glucônico}$

2. Depois, discuta com eles os seguintes itens:

- Como o fenômeno se repete durante um certo tempo, podemos afirmar que se trata de uma reação reversível.

- Como o tempo necessário para que a cor azul apareça e atinja sua máxima intensidade é muito menor que o tempo necessário para a descoloração, podemos concluir que:

a) a reação ocorre em várias etapas;

b) essas etapas não ocorrem com a mesma velocidade.

- Se somarmos as equações das 3 etapas, perceberemos que o AM funciona como um catalisador.

Capítulo 28

Deslocamento de equilíbrio

Objetivos do capítulo

- Relacionar concentração, pressão e temperatura e suas influências nas reações químicas;
- interpretar e analisar gráficos de concentração em relação ao tempo e às condições de equilíbrio.

Sugestões de abordagem

O professor poderá levar para a sala de aula uma solução aquosa de dicromato em meio ácido e apresentar o equilíbrio (ver p. 506).

$$\underbrace{2\ CrO_4^{2-}}_{\text{amarelo}} + 2\ H^+ \rightarrow \underbrace{C\ r_2O_7^{2-}}_{\text{alaranjado}} + H_2O$$

Em seguida, sugerimos discutir com os alunos a mudança de coloração dessa solução após a adição de um ácido (com o aumento de H^+, há deslocamento para a esquerda e a solução torna-se alaranjada) e de uma base (a adição de OH^- retira H^+ do equilíbrio, há deslocamento para a direita e a solução torna-se amarela). Após essa demonstração de deslocamento do equilíbrio, apresentar os fatores que podem provocá-lo: concentração, pressão e temperatura.

Química e indústria (p. 510)
Assim falou Le Chatelier

A descoberta de Le Chatelier influiu diretamente na mudança das siderúrgicas, ao demonstrar a existência de um equilíbrio entre os reagentes e os produtos. Com isso, essa indústria deixou de aumentar o tamanho dos fornos, o que tornava o processo de produção cada vez mais caro. Seus estudos sobre as maneiras de deslocar os equilíbrios químicos são, até hoje, de fundamental importância para um número muito grande de indústrias.

O professor deve, ao analisar este texto, destacar mais uma vez a influência dos conhecimentos teóricos no desenvolvimento da tecnologia.

1. Porque a reação de redução do óxido de ferro trata-se de um equilíbrio químico e, nesse equilíbrio, a concentração das espécies permanece constante, o que significa que não haveria diminuição da proporção de CO eliminada.

2. Não, pois os volumes gasosos nos produtos e reagentes são os mesmos.

3. Permitiu a produção de maior quantidade de determinados produtos de maneira mais rápida e com menor custo.

Química: uma ciência da natureza (p. 528)
O equilíbrio é mesmo necessário?

Considerado essencial em muitos aspectos da nossa vida, o equilíbrio é uma barreira à ocorrência de processos físicos e biológicos e, em última instância, ao próprio surgimento dos seres vivos. Adilson de Oliveira, do Departamento de Física da Universidade Federal de São Carlos, discute esse tema no texto que selecionamos para esse boxe. Com uma abordagem bastante abrangente, o texto permite que se explore com os alunos as mais diversas áreas, não só das Ciências da Natureza, mas também das Ciências Humanas. É o que fazemos nas questões do *Reflita sobre o texto*.

1. Possíveis exemplos: o crescimento do consumo provoca elevação na produção das indústrias, o que aumenta a oferta de emprego; uma descoberta científica provoca a alteração de alguma teoria ou criação de uma nova, que se reflete em novas tecnologias; um sofrimento ou desafio pessoal provoca uma mudança no comportamento do indivíduo, que pode então se superar e melhorar como pessoa.

2. Resposta pessoal.

UNIDADE 8 Equilíbrio iônico

O pH, de modo geral, chama a atenção dos alunos pela possibilidade de se fazer relações com produtos do cotidiano. É nesse momento que retomamos os conceitos aprendidos em *Funções inorgânicas* (unidade 6, volume 1) e agregamos a eles informações referentes a equilíbrios iônicos em meio aquoso.

Via de regra, quando o aluno se depara com o cálculo logarítmico, a tendência é se assustar. Cabe ao professor simplificar a matemática envolvida no assunto e dar mais ênfase aos conceitos químicos.

Os demais capítulos da unidade também requerem um bom domínio da unidade anterior, já que

podem ser encarados como um aprofundamento de equilíbrio químico.

O capítulo 32 requer um cuidado maior em sua condução, porque, além de algumas dificuldades inerentes a ele, há também queixas da dificuldade de interpretar os enunciados dos exercícios.

Devemos considerar que alguns de nossos alunos apresentam problemas e deficiências no manuseio de textos e, por isso, precisamos ajudá-los a superar esse obstáculo para que esse empecilho não atrapalhe o entendimento da Química.

Sugerimos abordar os capítulos sempre a partir de um exemplo do cotidiano do aluno ou, quando possível, com uma experimentação prática, para que o assunto fique menos "ácido".

Objetivos da unidade

- Representar a constante de ionização de ácidos e bases;
- quantificar a $[H^+]$ e a $[OH^-]$ em solução aquosa;
- relembrar o conceito de indicadores;
- entender a hidrólise salina;
- representar a constante do produto de solubilidade.

Ideias iniciais

Exemplos de conceitos já estudados: íons, potabilidade da água, equilíbrio, ionização, concentração de íons em solução.

Exemplos de conceitos desconhecidos: dureza da água (água com altos teores de íons Ca^{+2} e Mg^{+2}), autoionização da água, pH.

Será interessante que, ao fim do estudo da unidade, os alunos efetivamente retomem as listas feitas e avaliem o que aprenderam.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- Demonstração do efeito tampão de comprimidos efervescentes com extrato de repolho roxo (experimento em que são utilizados extrato de repolho roxo e comprimido efervescente para se chegar ao conceito de solução-tampão) — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 33: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/exper2.pdf>.
- Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH (experimento em que é construída uma escala de padrões de pH utilizando extrato de repolho roxo como indicador, a partir do qual é feita a classificação de diferentes soluções aquosas de acordo com sua acidez ou basicidade) — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 32: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/exper1.pdf>.
- *YouTube* — Vídeo mostra aula sobre pH e pHO: <https://www.youtube.com/watch?v=iaFwSP3WF1A>.
- Pesquisa dos alunos sobre prevenção de cálculos renais: <http://drauziovarella.com.br/homem-2/calculo-renal>; <http://www.calculorenal.org>.

Capítulo 29

Constante de ionização (K_i)

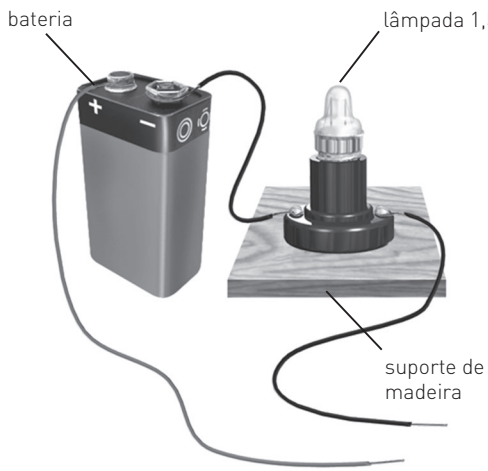
Objetivos do capítulo

- Compreender o comportamento dos ácidos e das bases em solução aquosa;
- por meio da Lei de diluição de Ostwald, relacionar a constante de ionização com a concentração em mol/L e com o grau de ionização de monobases;
- quantificar a constante de ionização.

Sugestões de abordagem

Levar para a sala de aula soluções de ácido acético e ácido clorídrico e comparar as suas condutibilidades elétricas.

Essa comparação pode ser feita utilizando uma aparelhagem bem simples já utilizada na *Atividade experimental* do capítulo 20 do volume 1: *Verificando a condutibilidade elétrica*.



Luis Moura

Em seguida, apresentar os equilíbrios abaixo, discutindo quais espécies prevalecem. A partir disso, introduzir o conceito de constante de ionização.

$$H_3CCOOH \leftrightarrows H^+ + H_3CCOO^-$$
$$HC\ell \leftrightarrows H^+ + C\ell^-$$

Capítulo 30

Produto iônico da água e pH

Objetivos do capítulo

- Relacionar a faixa de pH com o caráter ácido-básico da solução;
- associar a faixa de pH à de pOH;
- quantificar o pH das soluções;
- relacionar indicadores ácido-básicos ao pH da solução;
- identificar o indicador mais apropriado para cada solução.

Sugestões de abordagem

Levar para a sala de aula o indicador universal e vários produtos domésticos (limão, vinagre, refrigerante, produtos de limpeza, bicarbonato, ácido muriático e soda, por exemplo) e testar a acidez ou a basicidade de cada um. Dessa forma, pode ser feita uma relação de cada produto com o pH.

Em seguida, introduzir o conceito de produto iônico da água (K_w) e, posteriormente, de pH e pOH.

Veja no *Algo a mais* uma sugestão de trabalho.

Química e saúde (p. 560)

Condições de desequilíbrio no pH do sangue

No texto, o estudo do equilíbrio estabelecido a partir da concentração de CO_2 no sangue permite explorar a relação entre seu deslocamento e a consequente variação do pH.

Discute-se também que a hipoventilação acarreta um aumento da $[CO_2]$ no sangue, deslocando o equilíbrio no sentido de aumentar o $[H^+]$ e, portanto, diminuir o pH do sangue. Da mesma forma, discute-se o deslocamento de equilíbrio provocado por uma hiperventilação.

Para preparar o aluno para situações que podem eventualmente ocorrer em sua vida, definimos acidose e alcalose, seus sintomas e suas causas.

Você poderá usar este texto como uma ligação com os assuntos imediatamente anteriores (equilíbrios químicos e seus deslocamentos) para abordar o conceito de pH: basta lembrar aos alunos que quanto maior for a acidez do meio, menor o pH.

1. A substância oxidada é a glicose.

$$C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O + \text{energia}$$

2. O aumento de ânions bicarbonato no sangue deslocará o equilíbrio para a esquerda, favorecendo a alcalose.

Algo a mais

O pH de materiais de uso doméstico

Indicadores são substâncias que mudam de cor em função da acidez ou da basicidade de uma solução. Um indicador muito usado em laboratório, obtido pela mistura de alguns deles, é o denominado **indicador universal**, disponível no comércio ou encontrado no laboratório de sua escola.

Usando algumas tiras de papel desse indicador, podemos testar a acidez de vários materiais encontrados em nossa casa. Comparando as cores obtidas com o padrão impresso na embalagem, é possível organizar esses materiais de acordo com sua acidez crescente ou decrescente. A seguir, damos algumas sugestões; porém, em função do seu interesse, essa lista pode ser aumentada.

Material

- tiras de papel do indicador universal
- soluções aquosas de: sabão em pó, produtos com amoníaco
- limpa-forno, vinagre, refrigerantes, água filtrada, álcool comum, suco de limão

Procedimento

Usar uma tira diferente para cada solução e observar a cor obtida. Compará-la com o padrão impresso na embalagem e anotar o valor do pH encontrado. Em seguida, resolver estas questões:

1. Monte uma tabela, mostrando os materiais em ordem crescente de pH.

2. Determine, aproximadamente, a $[H^+]$, a $[OH^-]$ e o pOH de cada um dos materiais.

3. Colha amostras de urina e de saliva e determine o pH de cada uma usando o indicador universal. Indique qual apresenta a maior concentração hidrogeniônica.

Capítulo 31

Hidrólise salina

Objetivos do capítulo

- Identificar as hidrólises de sal de:
  - – ácido forte e base fraca;
  - – ácido fraco e base forte;
  - – ácido fraco e base fraca;
  - – ácido forte e base forte.
- quantificar a constante de hidrólise.

Sugestões de abordagem

Levar vários sais para a sala de aula e preparar soluções aquosas com eles. Em seguida, usando indicadores, caracterizar essas soluções em ácidas, básicas ou neutras, sempre relacionando o sal ao ácido e à base que o originaram.

Se não for possível levar os sais para a sala de aula, faça uma tabela na lousa, conforme o esquema:

SAL	ÁCIDO	BASE	CARACTERÍSTICA DA SOLUÇÃO AQUOSA
$NaC\ell$	$HC\ell$, forte	NaOH, forte	neutra
$NaCO_3$		NaOH, forte	básica
$Fe_2(SO_4)_3$	H_2SO_4, forte		ácida

Deixe algumas lacunas na tabela para você ir preenchendo com os alunos e use quantos exemplos julgar necessário.

Química e agricultura (p. 581)

Hidrólise salina e solo

Muitas pessoas acreditam que o cultivo de uma espécie vegetal é melhor em uma região do que em outra devido às diferentes temperaturas médias, variações da quantidade de chuva ou ao solo mais rico ou mais pobre em nutrientes. Neste texto mostra-se que um outro fator para se obter maior produção agrícola e pH apropriado para cada espécie é a possibilidade de ele ser alterado.

Em uma relação com a Agronomia e a Geologia mostramos por meio de equações o pH de solos sedimentares e de solos calcáreos.

Discute-se também como aumentar o pH dos solos ácidos usando-se CaO ou $CaCO_3$, comparando seus custos e justificando pela representação das equações de reações de hidrólise.

Finalizamos o texto chamando a atenção para a necessidade de que a intervenção no solo seja sempre feita sob orientação profissional, de modo a minimizar o impacto ambiental.

Para a pesquisa que os alunos farão sobre o Cerrado, sugira que, além do *site* da Embrapa, eles acessem o *link* do trecho de artigo reproduzido no livro, entre outras fontes confiáveis.

1. Ácido, pois na presença de água forma o ácido silícico. $SiO_2 + 2\ H_2O \leftrightarrows H_4SiO_4$

2. Soluções alcalinas, porque esses silicatos vêm de um ácido fraco e uma base forte. $SiO_4^{-4} + 4\ H_2O \rightleftarrows H_4SiO_4 + 4OH^-$

3. Sais formados por bases fracas e ácidos fortes.

4. A rosa, porque é a cultura que requer um solo mais básico.

Algo a mais

Variação de pH em água mineral gaseificada

Transcrevemos a seguir um artigo da revista *Química Nova na Escola*, descrevendo uma atividade que reproduz uma situação proposta em questão de vestibular da Unesp-SP.

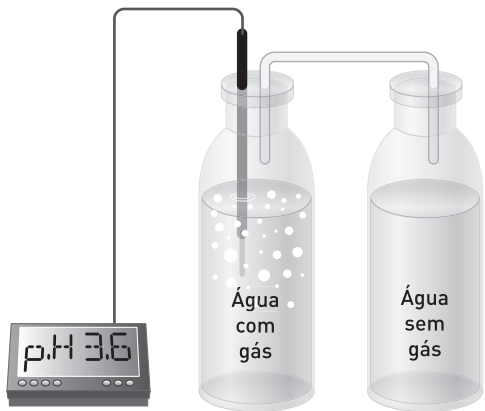
A questão pode ser resolvida experimentalmente com recursos de fácil acesso. A atividade é bastante interessante porque dá oportunidade de dirimir eventuais dúvidas conceituais que se manifestaram na alta porcentagem de respostas incorretas de um certo tipo, e que valem a pena serem discutidas com os alunos.

Este trabalho apresenta duas opções de uma atividade experimental envolvendo equilíbrio químico baseadas em uma questão do vestibular do meio do ano de 2007 da Universidade Estadual Paulista (Unesp), reproduzida na Figura 1. Mediante solicitação dos autores, a Fundação Vunesp forneceu, por comunicação pessoal, os dados referentes à análise de itens dessa questão, a qual indica que apenas 43,2% dos candidatos acertaram a alternativa correta (D). Chama a atenção o fato de que 23,7% dos candidatos assinalaram a alternativa (E). Nesse caso, é possível que os vestibulandos tenham dificuldade em aceitar o fato de que um sistema (água com gás) possa interferir em outro (água sem gás) apenas por meio de um tubo de conexão. Isso evidencia a necessidade de uma maior ênfase dos conceitos envolvidos no estudo de equilíbrio químico no Ensino Médio.

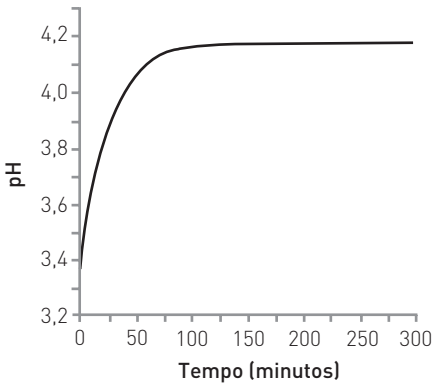
Questão número 70 do vestibular de meio de ano da Unesp de 2007

Um estudante conectou, por meio de uma mangueira, duas garrafas de água mineral, sendo uma com gás e outra sem. Por meio de um peagâmetro inserido na água com gás, ele acompanhou a variação de pH em função do tempo.

Luiz Fernando Rubio

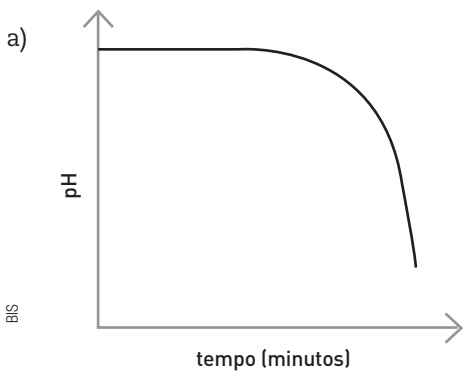


BIS



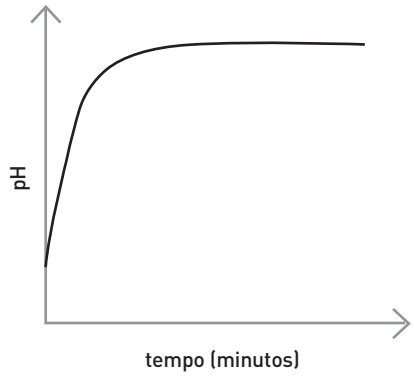
Com relação à garrafa não monitorada pelo peagâmetro, pode-se concluir que o gráfico que melhor representaria a variação de pH é:

a)

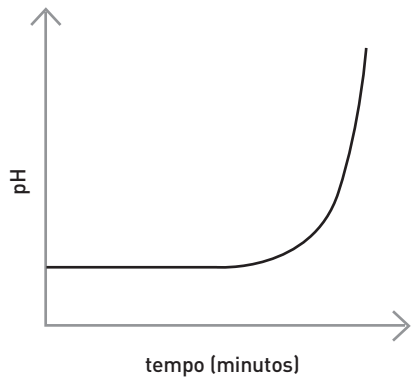


BIS

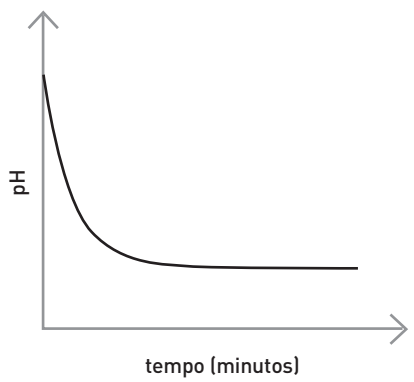
b)



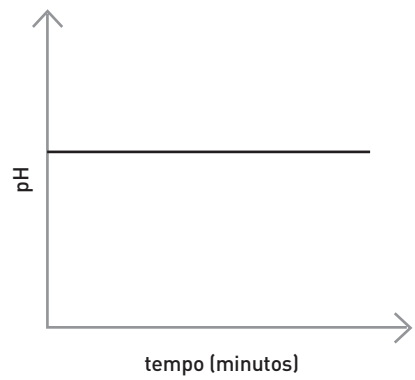
c)



d)



e)



Ilustrações: BIS

Na Tabela 1, são apresentados os materiais e reagentes necessários para a realização das duas opções de experimento. Na Opção 1, é feito um acompanhamento do pH da água mineral com gás por meio de dois peagâmetros (adaptação da questão presente no vestibular). A variação de pH na garrafa de água inicialmente sem gás também foi monitorada por um peagâmetro com a finalidade de obter empiricamente o resultado para a questão proposta. A Opção 2 consiste de uma alternativa para a realização do experimento que não possibilita, com precisão, a obtenção de valores de pH.

Tabela 1: Materiais e reagentes necessários, conforme a opção de experimento

MATERIAIS E REAGENTES	OPÇÃO 1	OPÇÃO 2
1 garrafa de 600 mL de água mineral com gás	x	x
1 garrafa de 600 mL de água da torneira	x	x
2 rolhas de borracha	x	x
20 cm de mangueira de silicone (diâmetro interno = ±5 mm) ou tubo de vidro em "U"	x	x
1 peagâmetro*	x	
20 mL de extrato de repolho roxo		x

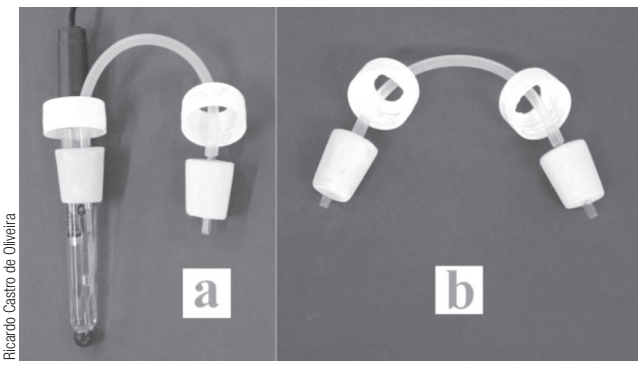
*Pode-se utilizar dois peagâmetros, conforme descrito abaixo, a fim de obter experimentalmente a solução para a questão proposta no vestibular.

Opção 1: Variação de pH e construção das respectivas curvas

Procedimento experimental

A solubilidade do CO_2 é diretamente proporcional à pressão e inversamente proporcional à temperatura. Assim, a perda do gás que ocorre quando a garrafa é aberta pode ser minimizada se esta for mantida em geladeira até o momento da realização do experimento. Neste caso, recomenda-se que a outra garrafa (sem gás) também seja mantida em geladeira para que os dois sistemas sofram igual mudança de temperatura durante a leitura dos valores de pH.

Antes de abrir as garrafas, é necessário encaixar os eletrodos nas rolhas com cuidado, pois estes podem quebrar-se facilmente. Além dos eletrodos, deve-se colocar a mangueira ligando as duas garrafas entre si, por meio do dispositivo apresentado na figura abaixo.

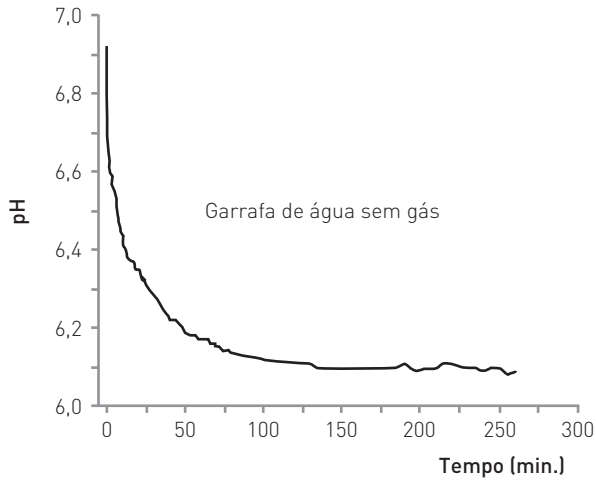


Luiz Henrique Ferreira/Dácio Rodney Hartwig/ Ricardo Castro de Oliveira

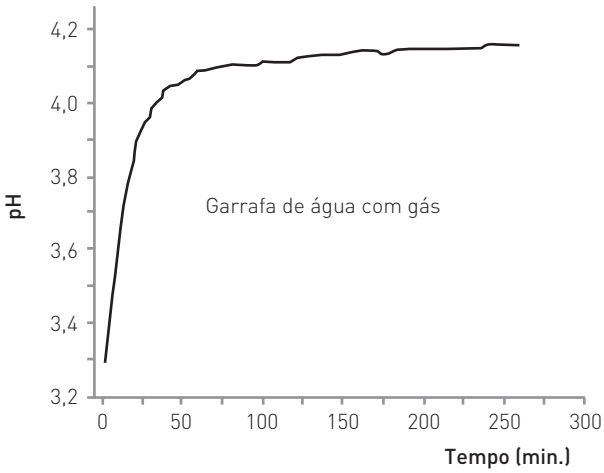
Dispositivos utilizados para conectar as garrafas: a) opção 1; e b) opção 2.

Uma vez preparado o sistema, a conexão entre as garrafas deve ser feita rapidamente para evitar perda significativa de CO_2. Para que um gráfico igual ao da questão do vestibular possa ser construído, deve-se fazer a leitura de pH em intervalos de 2 minutos até os primeiros 80 minutos iniciais. Para medidas posteriores, o intervalo pode ser aumentado até que o valor do pH se torne constante.

A variação nos valores de pH se deve à passagem do dióxido de carbono de uma garrafa para outra por meio da mangueira. A quantidade de gás transferida diminui com o passar do tempo até que o equilíbrio químico seja estabelecido. Os gráficos a seguir foram obtidos dessa forma.



BIS



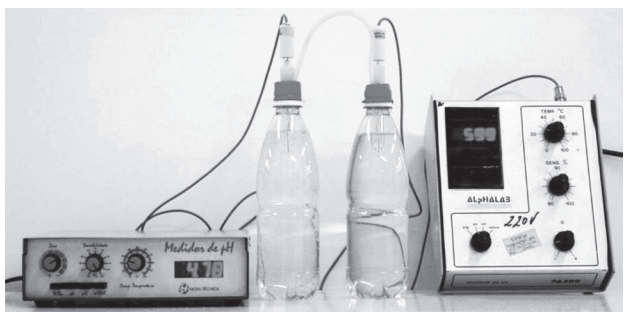
Gráficos correspondentes à variação de pH em função do tempo para os dois sistemas.

Os valores finais de pH (6,1 e 4,2) não são iguais, pois isso ocorreria apenas se as medidas continuassem sendo realizadas por um longo período e se a composição química das amostras fossem idênticas. No entanto, esses cuidados não são necessários para resolver a questão do vestibular.

Opção 2: Substituição dos peagâmetros por indicador

Retire aproximadamente 10 mL de água de cada uma das garrafas e adicione, em ambas, 10 mL do extrato de repolho roxo. Rapidamente faça a conexão entre as garrafas, rosqueando as tampas, como pode ser observado na figura a seguir.

Luiz Henrique Ferreira/Dácio Rodney Hartwig/ Ricardo Castro de Oliveira



Montagem do sistema.

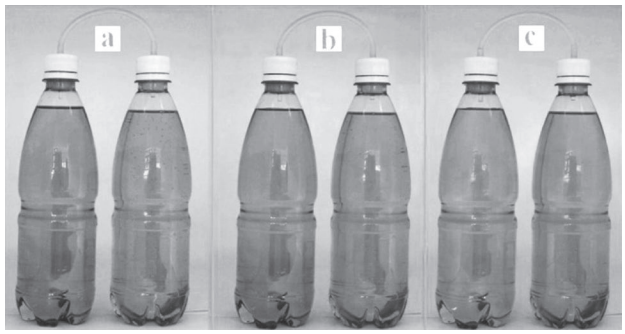
Resultados e discussão

O extrato de repolho roxo é um indicador que em meio ácido assume coloração avermelhada/rosada. Essa coloração pode ser verificada na garrafa contendo água com gás (devido à presença de H_2CO_3), enquanto na outra garrafa (sem gás) pode ser observada, inicialmente, a coloração roxa. A equação a seguir representa a reação que ocorre nas garrafas.

$$H_2CO_3\,(aq) \rightleftharpoons CO_2\,(g) + H_2O\,(aq)$$

Com o passar do tempo, a coloração das duas garrafas sofre alteração, até que o equilíbrio seja estabelecido, conforme a sequência de fotos apresentada na figura a seguir.

Durante o experimento, o equilíbrio químico é estabelecido no sistema através da passagem do dióxido de carbono (CO_2) de uma garrafa para outra e o processo pode ser observado pela mudança de cor na água de torneira de cima para baixo. Isso ocorre porque assim que o CO_2 entra em contato com a água (pela superfície, obedecendo à Lei de Henry), ocorre a formação do ácido carbônico. Posteriormente, o ácido formado se difunde em direção à região inferior da garrafa, o que pode ser observado na sequência de fotos.



Luiz Henrique Ferreira/Dácio Rodney Hartwig/ Ricardo Castro de Oliveira

Diferentes etapas da reação entre CO_2 e água: a) momento inicial; b) etapa intermediária; e c) equilíbrio atingido. Veja a imagem original em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc30/13-EEQ-5807.pdf> Acesso em: 5 jun. 2014.

Sugestões

A partir da realização do experimento, pode-se propor que os alunos realizem pesquisas sobre a interação de CO_2 com a água em ambientes naturais (atmosfera, rios, lagos e mares) ou de sua importância (ou efeito) para outros processos: respiração, efeito estufa, extintores de incêndio, fotossíntese, hemoglobina do sangue, formação de estalactites e estalagmites etc.

Questões

1. Sabendo que o pH de uma água mineral com gás é 3,3, calcular a concentração de íons H_3O^+ e OH^- na solução.
2. A concentração de íons H_3O^+ na água natural da chuva é de, aproximadamente, $2 \cdot 10^{-6}$ mol/L. Determinar o valor do pH.

Referências

GEPEQ – Grupo de Pesquisa em Educação Química. Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 32-33, 1995a.

Para saber mais

TERCI, D. B. L. e ROSSI, A. V. Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução? *Química Nova*, v. 25, p. 684-688, 2002.

TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R. C. e SILVA, R. R. *O azul do planeta*: um retrato da atmosfera terrestre. v. 1. São Paulo: Moderna, 1995. 119 p.

GEPEQ – Grupo de Pesquisa em Educação Química. *Interações e transformações II*: reelaborando conceitos sobre transformações químicas (cinética e equilíbrio). São Paulo: Edusp, 1995b. 160p.

__. *Interações e transformações III*: química e sobrevivência – atmosfera. São Paulo: Edusp, 1998. 160 p.

FERREIRA, L. H.; HARTWIG, D. R.; OLIVEIRA, R. C. Variação de pH em água mineral gaseificada. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 30, nov. 2008.

Disponível em: < http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc30/13-EEQ-5807.pdf>. Acesso em: 10 abr. 2014.

Capítulo 32

Constante do produto de solubilidade (K_s)

Objetivos do capítulo

- Quantificar o K_s e a concentração em mol/litro (solubilidade) das soluções aquosas de sais;
- relacionar o efeito do íon comum com a solubilidade do sal na solução;
- prever a classificação da solução em: insaturada, saturada, com ou sem corpo de fundo.

Sugestões de abordagem

Usar vários copos contendo a mesma quantidade de água e adicionar, a cada um deles, a mesma quantidade de sais diferentes ($CaCO_3$, $CaSO_4$, $NaC\ell$ etc.). Com isso, discutir a solubilidade de cada sal, bem como o equilíbrio que se estabelece entre o corpo de fundo e a solução, apresentando a constante do produto de solubilidade.

Química e saúde (p. 607)

Gota = precipitação

Acreditamos que seria apropriado o professor começar a aula sobre o estudo do K_s introduzindo a discussão deste texto que trata de duas doenças muito conhecidas pela população, relacionadas com a baixa solubilidade de sais: a gota e a formação de cálculos (cálculo: do latim *calculu* = pedrinha) renais. Após o estudo da relativa facilidade da precipitação dos cristais de oxalato de cálcio e uratos de cálcio, o professor pode discutir os sintomas, os tratamentos e a necessidade de uma ingestão de quantidades apropriadas de líquido (no caso de cálculos renais) e de uma alimentação apropriada (no caso da gota), além da necessidade de acompanhamento médico constante.

1. c

2. a) Hipouricemia: $m_{\text{ácido úrico}} < 2{,}5$ mg e hiperuricemia: $m_{\text{ácido úrico}} > 7$ mg, ambos para cada 100 mg de plasma.

b)

5 L de sangue ——— 100%

x L de plasma ——— 55%

$x = 2{,}75$ L de plasma

7 mg de ácido úrico ——— 100 mL de plasma

y ——— 2 750 mL de plasma

$y = 192{,}5$ mg de ácido úrico

$$C = \frac{m}{V}$$

$$C = \frac{0{,}1925\ g}{5\ L} = 0{,}0385\ g \text{ de ácido úrico em cada litro de sangue}$$

UNIDADE 9 Radioatividade

Esta é uma unidade na qual a história da Química, juntamente com a história do mundo, estão muitos presentes. Aqui é posssível fazermos relatos de descobertas químicas, apresentarmos cientistas e explorarmos alguns fatos históricos como guerras e acidentes radioativos.

Contrapondo-se a esse relato do passado, a unidade contém também descobertas atuais da radioatividade, como por exemplo o uso medicinal dos radioatividade, apresentado no capítulo 33.

Também faz, no capítulo 35, um paralelo entre a radioatividade e diversos outros ramos, como por exemplo a Arqueologia, a Geologia, a Medicina e a alimentação.

Em geral, a unidade não apresenta grandes dificuldades nas operações matemáticas, mas requer que o aluno, em alguns casos, use habilidades de análise e interpretação de gráficos.

Objetivos da unidade

- Compreender e ser capaz de descrever o experimento de Rutherford da ação do campo eletromagnético sobre as radiações;
- relacionar as Leis da Radioatividade com os fenômenos radioativos;
- compreender as transmutações artificiais;
- comparar o período de semidesintegração de algumas espécies;
- conhecer o histórico da bomba atômica;
- descrever simplificadamente o funcionamento de um reator nuclear;

- identificar os perigos da contaminação radioativa;
- associar a radioatividade com outros ramos das ciências.

Ideias iniciais

Avalie a adequação dos esquemas feitos pelos alunos ao que é descrito no texto. Veja, no item **Material de apoio** desta unidade, uma sugestão de vídeo sobre o tema.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.

- Sugestão de vídeo sobre a descoberta da radioatividade e simulação dos experimentos de Becquerel: <http://www.youtube.com/watch?v=5VvjBz-jbVc>.
- Caçadores de fósseis — UOL — Página com colunas mensais sobre paleontologia: <http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/cacadores-de-fosseis>.
- *YouTube* — Vídeo mostra aula sobre radioatividade: <https://www.youtube.com/watch?v=79MKwhKqcPg>.
- A radioatividade e a história do tempo presente (aborda a utilização da energia nuclear a partir da segunda metade do século XX, e a polêmica envolvida) — *Química Nova na Escola*, n. 19, p. 27: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a08.pdf>.
- Raios X e radioatividade (comenta as descobertas, no final do século XIX, dos raios X e da radioatividade, que trouxeram revelações importantes sobre a estrutura atômica) — *Química Nova na Escola*, n. 2, p. 19: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/historia.pdf>.
- A Química do tempo: carbono-14 (visão geral sobre a técnica de datação de objetos através de medidas do decaimento radioativo do isótopo carbono-14) — *Química Nova na Escola*, n. 16, p. 6: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc16/v16_A03.pdf>.
- Poema "Rosa de Hiroxima", de Vinicius de Moraes: <http://teorialiterariaufrj.blogspot.com.br/2009/06/faces-da-obra-literaria.html>.

Capítulo 33

Estudo das radiações

Objetivos do capítulo

- Identificar as partículas α, β e γ e associá-las com sua constituição;
- representar equações químicas das emissões das partículas α, β e γ;
- conhecer algumas séries radioativas.

Sugestões de abordagem

O grande interesse que o assunto desperta nos alunos nos permite que ele seja abordado de várias maneiras:

- a bomba de Hiroshima, seu poder destrutivo imediato, suas consequências a médio e longo prazos;
- alguns usos medicinais da radioatividade;
- a história da sua descoberta;
- a produção de energia a partir de reatores nucleares, suas vantagens e desvantagens;
- a análise do poema "Rosa de Hiroxima", de Vinicius de Moraes.

Uma alternativa é, mostrando a radiografia de um osso, explicar o que é radiação, quais os materiais opacos a ela e qual a sua penetração. Mencionar ainda que tanto os dentistas como os operadores de aparelhos de raios X devem usar proteção apropriada.

A partir disso, mostrar uma breve evolução da descoberta da radioatividade e, a seguir, introduzir as leis da radioatividade.

Observação

> *Seria conveniente recordar assuntos como constituição do átomo, número atômico, número de massa e suas representações.*

Química, saúde e meio ambiente (p. 625)

Uma série radioativa

Um dos elementos radioativos mais encontrados nos solos é o radônio. Esporadicamente aparecem notícias sobre contaminação por Rn, ocorridas principalmente em algumas regiões dos Estados Unidos, onde ele é um dos fatores de óbitos por câncer do pulmão.

No Brasil também encontramos regiões com consideráveis quantidades de Rn: Curitiba (PR), Poços de Caldas (MG) e em Santa Catarina.

Esse assunto pode prestar-se à introdução das séries radioativas e permite que o aluno identifique e represente algumas equações radioquímicas.

1. Porque ele se difunde e consequentemente sua concentração na atmosfera é baixa.

2. $^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{210}_{84}Po + 4\alpha + 4\beta$

3. Uma partícula alfa e nenhuma partícula beta.

4. Professor, para responder a essa questão, encaminhe uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.

Química e tecnologia (p. 627)
Aceleradores de partículas no Brasil

Uma das técnicas usadas para obter elementos artificiais é bombardear o núcleo de átomos naturais com partículas atômicas ou com núcleos de outros elementos. Nesses processos, quando partículas, como α ou núcleos, se aproximam dos núcleos a serem bombardeados, surgem repulsões eletrostáticas muito intensas. Para vencer essas repulsões, é necessário que as partículas ou os núcleos tenham uma grande velocidade.

Nesse texto descreve-se como funciona um dos aceleradores de partículas pela alternância de campos elétricos. Dado o interesse por esse assunto, você poderá pedir aos alunos uma pesquisa sobre aceleradores de partículas e os argumentos usados pelos cientistas para justificarem essas experiências. Você poderá, também, estabelecer uma relação entre os aceleradores com tubos de raios catódicos (estudados no volume 1) e um aparelho de televisão.

1.

- No LHC europeu estuda-se o choque entre prótons (aceleram-se prótons); no LNLS, em Campinas, aceleram-se elétrons. Veja, por exemplo: <http://noticias.uol.com.br/ciencia/ultimas-noticias/redacao/2009/01/13/brasil-vai-ganhar-seu-segundo-acelerador-de-particulas-de-grandes-proporcoes.htm>.
- Sugestões para pesquisa sobre a descoberta do LHC em 2012:

  <http://tvcultura.cmais.com.br/reportereco/boson-de-higgs>.
  <http://info.abril.com.br/noticias/ciencia/lhc-vai-funcionar-com-mais-energia-em-2012-15022012-39.shl>.
  <http://info.abril.com.br/noticias/ciencia/particula-de-deus-pode-ser-anunciada-em-2012-13122011-25.shl>.
  <http://info.abril.com.br/noticias/ciencia/cern-anunciara-novidades-na-particula-de-deus-13122011-13.shl>.
- Sugestões para pesquisa sobre o Sirius:

  <http://www.cnpem.br/blog/2013/04/15/terreno-para-construcao-do-sirius-sera-desapropriado-em-sao-paulo>.
  <http://www.cnpem.br/blog/tag/lnls>.
  (Todos os endereços eletrônicos acessados em 17 abr. 2014.)

Química e sociedade (p. 628)
Pequena loja do rádio

1. Como o rádio produz o gás radônio, que também é radioativo, é necessário manter o local de armazenamento bem arejado para impedir o acúmulo desse gás.

2. **a)** Fracamente radioativa.

b) 125,85 Bq/L.

3. O excesso de qualquer elemento radioativo pode causar intoxicação, mutações genéticas e até levar à morte.

4. Porque a concentração radioativa dessas fontes é pequena.

5. Resposta pessoal.

Capítulo 34

Cinética das desintegrações radioativas

Objetivos do capítulo

- Identificar a meia-vida de um radioisótopo;
- interpretar gráficos de meia-vida;
- por meio da comparação do período de semidesintegração de duas espécies, inferir sobre qual delas ficará mais tempo no ambiente.

Sugestões de abordagem

É preciso ter o cuidado de enfatizar e deixar claro o conceito de meia-vida, pois muitos alunos entendem que, em duas meias-vidas, ocorre a desintegração total de uma amostra radioativa. O esquema clássico:

$$\frac{\Delta}{m_0} \xrightarrow{\text{meia-vida}} \frac{\Delta}{\frac{m_0}{2}}$$

pode auxiliar; no entanto, deve ser lembrado que $\frac{m_0}{2}$ se refere à massa do isótopo que sofreu desintegração e não à amostra total do material, pois o produto da desintegração ainda está presente na amostra.

Capítulo 35

Algumas aplicações da radioatividade

Objetivos do capítulo

- Descrever o processo de fissão nuclear;
- descrever o processo de fusão nuclear;

- comparar, em relação à energia envolvida nos processos, a fissão e a fusão nuclear;
- conhecer fatos históricos que ocorreram no Brasil envolvendo a radioatividade.

Sugestões de abordagem

Discutir a fissão e a fusão nucleares e mostrar algumas aplicações da radioatividade.

Química e tecnologia (p. 652)

Tecnologia nuclear no Brasil

Como o Brasil é um dos poucos países que detém a tecnologia do enriquecimento do urânio para produção de energia elétrica, seria apropriado o aluno conhecer onde é feito, como é feito e de que forma o material final é utilizado em um reator nuclear.

Independentemente dos resultados do recente conflito entre a ONU e alguns países (como França, Rússia e Estados Unidos) de um lado e o Irã de outro, a respeito de permitir ou não ao Irã o uso da tecnologia de beneficiamento do urânio, exponha aos alunos as origens desse conflito e peça a alguns deles que argumentem a favor da posição do Irã, outros contra e que tentem chegar a um acordo.

1. Não utilização de combustíveis fósseis, evitando o lançamento na atmosfera de gases responsáveis pelo aumento do aquecimento global.

2. b

3. Para responder a essa questão, sugerimos ao professor que encaminhe uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola.

a) Austrália.

b) Resposta pessoal.

UNIDADE 1

CAPÍTULO 1

p. 20 Exercícios fundamentais

1. A solubilidade dos gases na água aumenta com a diminuição da temperatura. Assim, em águas frias, a quantidade de oxigênio dissolvida é maior.

2.

a) O coeficiente de solubilidade do KBr a 50 °C é de 80 g de KBr para 100 g de água. Assim, são necessários 80 g de KBr para saturar 100 g de água nessa temperatura.

b) O coeficiente de solubilidade do KBr a 70 °C é de 90 g de KBr para 100 g de água. Assim:

$$\begin{cases} 100\text{ g de } H_2O \xrightarrow{\text{dissolvem}} 90\text{ g de KBr} \\ 200\text{ g de } H_2O \longrightarrow m \end{cases}$$

$$m = \frac{200\text{ g} \cdot 90\text{ g}}{100\text{ g}} = 180\text{ g de KBr}$$

3. O coeficiente de solubilidade do KBr a 30 °C é de 70 g de KBr para 100 g de água. Dissolvendo apenas 40 g de KBr, o coeficiente de solubilidade não é alcançado, formando então uma solução insaturada.

4. Béquer A: Não saturada
Béquer B: Saturada
Béquer C: Saturada (com corpo de fundo)
A 50 °C, o coeficiente de solubilidade do KBr é de 80 g de KBr para 100 g de água. No béquer A foram dissolvidos apenas 40 g de KBr (quantidade menor que o coeficiente de solubilidade), formando então uma solução insaturada (não saturada). No béquer B foram dissolvidos apenas 80 g de KBr (a mesma quantidade do coeficiente de solubilidade), constituindo então uma solução saturada. No béquer C foram adicionados 100 g de KBr (quantidade maior que o coeficiente de solubilidade), sendo que 80 g irão se dissolver, constituindo uma solução saturada, e os restantes 20 g formarão o corpo de fundo.

5. A solução no béquer C. Dos 100 g adicionados, 80 g se dissolvem, formando uma solução saturada. A massa restante, 20 g de KBr, forma o corpo de fundo.

6. A solução do béquer A é insaturada.

7. A 20 °C, a substância B é a mais solúvel (a curva B está acima da curva A).

8. A 60 °C, a substância A é a mais solúvel (a curva A está acima da curva B).

9. O coeficiente de solubilidade da substância A, a 40 °C, é de 20 g de A para 100 g de água. Assim, para saturar 100 g de água nessa temperatura são necessários 20 g de A.

10. A 40 °C, o coeficiente de solubilidade da substância B é de 20 g de B para 100 g de água. Assim, dissolvendo em 100 g de água apenas 10 g de B (quantidade menor que o coeficiente de solubilidade), forma-se uma solução não saturada.

11. A curva de solubilidade da substância A é crescente, indicando que a solubilidade aumenta com a temperatura.

12. A curva de solubilidade da substância B é decrescente, indicando que a solubilidade diminui com a temperatura.

13. A quantidade aumenta, pois, com o aquecimento, a solubilidade de B diminui, fazendo com que uma quantidade de B cada vez menor se precipite.

p. 21 Testando seu conhecimento

1.

a) Água: H_2O; gás oxigênio: O_2

b) O técnico refere-se ao gás oxigênio (O_2). O estudante pensa nos átomos do elemento oxigênio (O), presentes na molécula de água.

2. Afirmação I. A solubilidade dos gases aumenta com a diminuição da temperatura, assim, águas frias possuem uma quantidade maior de gás oxigênio dissolvido do que águas mais quentes. A solubilidade dos gases aumenta com o aumento de sua pressão parcial, conforme a Lei de Henry. Assim, em altitudes menores, a pressão parcial do oxigênio é maior, o que aumenta a quantidade desse gás dissolvido.

3. e

O refrigerante é uma solução aquosa com vários solutos, entre eles o gás carbônico. Conforme o texto, não existe nenhum efeito físico-químico de superfície ligado à colher que evita a perda do gás, sendo que, para evitá-la, deve-se manter o refrigerante em baixas temperaturas.

4. d

O coeficiente de solubilidade do $NH_4C\ell$ a 60 °C é de, aproximadamente, 55 g de $NH_4C\ell$ em 100 g de água. Assim, adicionando 60 g de $NH_4C\ell$ (quantidade maior que a do coeficiente de solubilidade), parte se dissolve, formando uma solução saturada, e parte não se dissolve, constituindo o corpo de fundo.

5. e

O coeficiente de solubilidade do $NaC\ell O_3$ a 60 °C é de 140 g do sal para 100 g de água. Assim:

$$\begin{cases} 100\text{ g de } H_2O \longrightarrow 140\text{ g de } NaC\ell O_3 \\ 500\text{ g de } H_2O \longrightarrow m \end{cases}$$

$$m = \frac{500\text{ g} \cdot 140\text{ g}}{100\text{ g}} = 700\text{ g de } NaC\ell O_3$$

6. A curva de solubilidade do $NaNO_3$ está sempre acima da curva de solubilidade do $Pb(NO_3)_2$, indicando então que o $NaNO_3$ é mais solúvel, em qualquer temperatura.

7. As solubilidades se igualam quando as curvas se interceptam. Isso ocorre a uma temperatura próxima de 40 °C.

8. A substância que apresenta o maior aumento de solubilidade com a temperatura é o $AgNO_3$, cuja curva é crescente e mais inclinada.

9. A 68 °C as solubilidades são iguais.

Abaixo de 68 °C o $NaNO_3$ é mais solúvel.

Acima de 68 °C o KNO_3 é mais solúvel.

A 68 °C, as duas curvas se interceptam, indicando que a saturabilidade do KNO_3 e do $NaNO_3$ é a mesma. A temperaturas abaixo de 68 °C, a curva de solubilidade de $NaNO_3$ está acima da curva do KNO_3, indicando então que $NaNO_3$ é o sal mais solúvel. Em temperaturas maiores que 68 °C, a curva de solubilidade do KNO_3 está acima da curva do $NaNO_3$, indicando então que o KNO_3 é o sal mais solúvel.

10. O coeficiente de solubilidade do $NaNO_3$, a 20 °C, é de 88 g de $NaNO_3$ para 100 g de água. Assim:

$$\begin{cases}100\text{ g de } H_2O \text{ —— } 88\text{ g de } NaNO_3\\500\text{ g de } H_2O \text{ —— } m\end{cases}$$

$$m = \frac{500\text{ g} \cdot 88\text{ g}}{100\text{ g}} = 440\text{ g de } NaNO_3$$

11.

I. O ponto D, onde há a maior quantidade do soluto dissolvida corresponde ao coeficiente de solubilidade.

II. Os pontos A e C, onde a quantidade do soluto adicionada é maior que o coeficiente de solubilidade. Neste caso, parte do soluto se dissolve, formando uma solução saturada, e o restante se deposita, formando o corpo de fundo.

III. O ponto B, onde a quantidade do soluto adicionada é menor do que o coeficiente de solubilidade.

IV. Resfriando o sistema, a solubilidade irá diminuir e parte do soluto que estava dissolvido irá precipitar.

12. b

A 30 °C, o coeficiente de solubilidade do dicromato de potássio é de 20 g de $K_2Cr_2O_7$ para 100 g de água. Assim, temos:

béquer 1 ⇒ 100 g de H_2O —— 20 g de $K_2Cr_2O_7$

Como foram adicionados 15 g, todo o sal se dissolve, formando uma solução saturada (sistema homogêneo).

$$\text{béquer 2}\begin{cases}100\text{ g de } H_2O \text{ — } 20\text{ g de } K_2Cr_2O_7\\20\text{ g de } H_2O \text{ — } x\end{cases}$$

$$x = \frac{20\text{ g} \cdot 20\text{ g}}{100\text{ g}} = 4\text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Como foram adicionados 3,5 g (quantidade menor que a necessária para saturar os 20 g de H_2O), todo o sal se dissolve formando uma solução insaturada (sistema homogêneo).

$$\text{béquer 3}\begin{cases}100\text{ g de } H_2O \text{ — } 20\text{ g de } K_2Cr_2O_7\\10\text{ g de } H_2O \text{ — } y\end{cases}$$

$$y = \frac{10\text{ g} \cdot 20\text{ g}}{100\text{ g}} = 2\text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Como foram adicionados 2 g (quantidade idêntica à necessária para saturar 10 g de H_2O), todo o sal se dissolve, formando uma solução saturada (sistema homogêneo). A 70 °C, o coeficiente de solubilidade do dicromato de potássio é de 60 g de K_2Cr_2 para 100 g de água. Assim:

$$\text{béquer 4}\begin{cases}100\text{ g de } H_2O \text{ — } 60\text{ g de } K_2Cr_2O_7\\300\text{ g de } H_2O \text{ — } z\end{cases}$$

$$z = \frac{300\text{ g} \cdot 60\text{ g}}{100\text{ g}} = 180\text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Como foram adicionados 200 g de $K_2Cr_2O_7$ (quantidade maior que a necessária para saturar 300 g de água), 180 g do sal se dissolvem e 20 g do sal constituem o corpo de fundo, formando um sistema heterogêneo.

$$\text{béquer 5}\begin{cases}100\text{ g de } H_2O \text{ — } 60\text{ g de } K_2Cr_2O_7\\500\text{ g de } H_2O \text{ — } w\end{cases}$$

$$w = \frac{500\text{ g} \cdot 60\text{ g}}{100\text{ g}} = 300\text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Como foram adicionados 320 g (quantidade maior que a necessária para saturar 500 g de H_2O), 300 g irão se dissolver e os restantes 20 g irão constituir o corpo definido, formando um sistema heterogêneo.

$$\text{béquer 6}\begin{cases}100\text{ g de } H_2O \text{ — } 60\text{ g de } K_2Cr_2O_7\\250\text{ g de } H_2O \text{ — } t\end{cases}$$

$$t = \frac{250\text{ g} \cdot 60\text{ g}}{100\text{ g}} = 150\text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Como foram adicionados 150 g (a mesma quantidade que a necessária para saturar 250 g de H_2O), todo o sal se dissolve, formando uma solução saturada (sistema homogêneo).

13. c

(F) O cloreto de sódio e o sulfato de lítio apresentam solubilidade constante no intervalo considerado.

(F) No intervalo de 0 °C a 100 °C, a solubilidade do iodeto de potássio é aproximadamente duas vezes maior que a do nitrato de sódio.

(F) O nitrato de prata é o sal que apresenta o maior valor de solubilidade a 0 °C.

(F) A solubilidade do iodeto de potássio a 100 °C é aproximadamente igual a 200 g/L.

(V) Quatro dos sais mostrados no gráfico apresentam aumento da solubilidade com a temperatura no intervalo de 0 °C a 35 °C.

(V) A 20 °C, as solubilidades do cloreto de sódio e do sulfato de sódio são iguais.

14.

a) A 25 °C, a substância está no estado líquido.

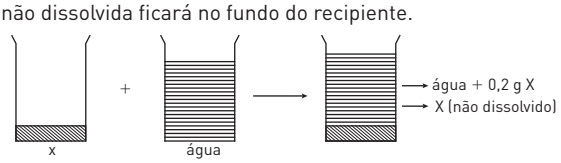
b) Para cada 100 g de água a 25 °C, a quantidade de X que forma solução saturada é igual a 0,1 g. Logo:

$$\begin{cases}100\text{ g } H_2O \text{ — } 0{,}1\text{ g X}\\200\text{ g } H_2O \text{ — } m\end{cases}$$

$m = 0{,}2$ g (dissolvido)

massa não dissolvida = 56,0 g – 0,2 g = 55,8 g

c) Como a substância X é mais densa que a água, a massa de X não dissolvida ficará no fundo do recipiente.



p. 25 Aprofundando seu conhecimento

1. d

O aumento da temperatura provoca diminuição da solubilidade dos gases na água, diminuindo então a concentração do oxigênio na água.

2. b

Na região não poluída, a água está saturada em relação ao gás oxigênio. A qualidade desse gás diminui ao atingir a região poluída e gradualmente vai aumentando, até alcançar o limite de saturação em regiões não poluídas.

3. a

Quanto menor for a temperatura, maior será a quantidade de gás carbônico dissolvido, e, quanto maior for a pressão, maior será a quantidade de gás oxigênio dissolvida. Considerando que a pressão seja menor do que a atmosférica (760 mmHg), a pressão de 580 mmHg e a temperatura de 0 °C são as condições que permitem maior solubilização do O_2.

4.

$S = K_H \cdot P_{O_2}$

$S = 1{,}3 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L \cdot atm^{-1} \cdot 0{,}13\ atm$

$S = 1{,}69 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$

5. A aparelhagem é adequada apenas para recolher o metano, pois a amônia e o cloro são gases muito solúveis em água e a maior parte do gás produzido será retirado nela.

6. Conforme o coeficiente de solubilidade:

$\begin{cases} 100\ g\ de\ H_2O \text{ —— } 33{,}0\ g\ de\ CaC_2O_4 \\ 200\ g\ de\ H_2O \text{ —— } m \end{cases}$

$m = \frac{200\ g \cdot 33\ g}{100\ g} = 66\ g\ de\ CaC_2O_4$

É possível dissolver 66 g dos 100 g de CaC_2O_4 adicionados.

Assim, a massa que irá depositar é:

$m_{depósito} = m_{total} - m_{dissolvida}$

$m_{depósito} = 100\ g - 66\ g = 34\ g\ de\ CaC_2O_4\ depositados$

7. c

A 80 °C, 100 L de H_2O dissolvem 95 kg de lactose. Assim, dos 100 kg adicionados, 5 kg não se dissolvem e são separados da solução no processo de filtração. A 10 °C, 100 L de H_2O dissolvem 15 kg de lactose. Assim, dos 95 kg que estavam em solução,15 kg continuam dissolvidos e 80 kg recristalizam.

8. e

O soluto ficará na iminência de cristalizar quando a solução estiver saturada.

Conforme o coeficiente de solubilidade:

$\begin{cases} 50\ g\ de\ H_2O \text{ —— } 30\ g\ de\ K_2Cr_2O_7 \\ 100\ g\ de\ H_2O \text{ —— } m \end{cases}$

$m = \frac{100\ g \cdot 30\ g}{50\ g} = 60\ g\ de\ K_2Cr_2O_7$

A solução será saturada quando o coeficiente de solubilidade for de 60 g de $K_2Cr_2O_7$ para 100 g de H_2O. Isso ocorre em uma temperatura de aproximadamente 80 °C. Abaixo dessa temperatura, o soluto irá cristalizar.

9.

a) No frasco I, a solução está saturada e não há corpo de fundo. Então, os 200 g de KCℓ foram dissolvidos nos 400 mL de H_2O.

$\begin{cases} 400\ mL\ de\ H_2O \text{ —— } 200\ g\ de\ KC\ell \\ 100\ mL\ de\ H_2O \text{ —— } m \end{cases}$

$m = \frac{100\ mL \cdot 200\ mL}{400\ mL} = 50\ g\ de\ KC\ell$

Assim, o coeficiente de solubilidade é de 50 g de KCℓ em 100 mL de água, e isso ocorre em uma temperatura de 70 °C.

b) A 20 °C, o coeficiente de solubilidade do cloreto de potássio é de 30 g de KCℓ para 100 mL de água. Assim:

$\begin{cases} 100\ mL\ de\ H_2O \text{ —— } 30\ g\ de\ KC\ell \\ 400\ mL\ de\ H_2O \text{ —— } x \end{cases}$

$x = \frac{400\ mL \cdot 30\ g}{100\ mL} = 120\ g\ de\ KC\ell$

Assim, dos 200 g de KCℓ adicionados, 120 g se solubilizam, formando a solução saturada, e os 80 g restantes depositam-se no fundo do frasco.

10. 02 + 04 + 16 = 22

01. Errado. A solubilidade do $Ce_2(SO_4)_3$ diminui com o aumento da temperatura.

02. Certo. A solubilidade de KNO_3 a 20 °C é de, aproximadamente, 30 g do sal para 100 g de H_2O. Assim, adicionando 10 g de KNO_3, todo o sal irá se dissolver, constituindo uma solução insaturada.

04. Certo. A 10 °C, a curva de solubilidade do NaCℓ está acima da curva do KNO_3.

08. Errado. A 90 °C, a solubilidade do NaCℓ é de, aproximadamente, 40 g do sal para 100 g de água. Em mol isso corresponde a uma quantidade de:

$n = \frac{m}{M} = \frac{40\ g}{58\ g \cdot mol^{-1}} = 0{,}69\ mol$

16. Certo. A 70 °C, a solubilidade do $Ce_2(SO_4)_3$ é, aproximadamente, 10 g do sal para 100 g de H_2O. Assim, adicionando 30 g do sal, 10 g irão se dissolver, formando uma solução saturada, e a massa restante se depositará no fundo do recipiente, constituindo então um sistema heterogêneo.

11. e

Amostra = 95 g KNO_3 + 5 g NaCℓ

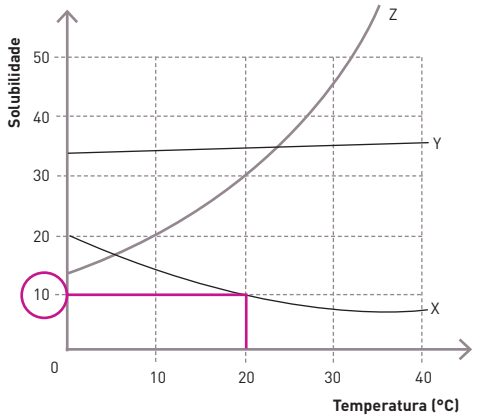
Vamos admitir que a amostra foi dissolvida em 100 g de água, a 60 °C. As curvas de solubilidade indicam que houve solubilização total. Supondo também que a solução fique esfriando naturalmente, à medida que a temperatura diminuir, a solubilidade do KNO_3 também se reduzirá, com formação de corpo de chão (KNO_3 sólido). Esse procedimento permite que se recupere parte do KNO_3 inicialmente contido na amostra.

12.

a) A 20 °C, o coeficiente de solubilidade do cloreto de potássio é de 34 g de KCℓ para 100 g de H_2O. Assim, apenas 34 g da massa adicionada ficam dissolvidos, sendo que os 6 g restantes se precipitam.

b) Absorve calor, pois, aumentando a temperatura (e a quantidade de calor disponível), a solubilidade aumenta.

13. a



$$\begin{cases} 10\text{ g soluto} \longrightarrow 100\text{ g (água)} = 110\text{ g de solução} \\ x \longrightarrow 1100\text{ g de solução} \end{cases}$$

$x = 100$ g de solução

CAPÍTULO 2

p. 33 Exercícios fundamentais

1. Sulfato de níquel II ($NiSO_4$).

2. Água (H_2O). Nas soluções aquosas, o solvente é a água.

3. Como a concentração da solução é de 50 g/L, em um litro de solução encontramos 50 g de soluto.

4. $C = \frac{m}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V = 50\text{ g/L} \cdot 0{,}4\text{ L} = 20\text{ g}$

5. $C = \frac{m}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V = 50\text{ g/L} \cdot 10\text{ L} = 500\text{ g}$

6.

I. O cálcio é o elemento presente no leite importante na constituição dos ossos e pode contribuir para a prevenção de osteoporose.

No leite integral:

$$\begin{cases} 236{,}0\text{ mg de Ca} \longrightarrow 200\text{ mL} \\ x \longrightarrow 300\text{ mL} \end{cases}$$

$$x = \frac{300\text{ mL} \cdot 236{,}0\text{ mg}}{200\text{ mL}} = 354\text{ mg de Ca}$$

No leite desnatado:

$$\begin{cases} 248{,}0\text{ mg de Ca} \longrightarrow 200\text{ mL} \\ y \longrightarrow 300\text{ mL} \end{cases}$$

$$x = \frac{300\text{ mL} \cdot 248{,}0\text{ mg}}{200\text{ mL}} = 372\text{ mg de Ca}$$

II. No leite integral:

$$\begin{cases} 20\text{ mg de colesterol} \longrightarrow 200\text{ mL} \\ x \longrightarrow 3300\text{ mL} \end{cases}$$

$$x = \frac{3300\text{ mL} \cdot 20{,}0\text{ mg}}{200\text{ mL}} = 90\text{ mg de colesterol}$$

No leite desnatado:

$$\begin{cases} 0\text{ mg de colesterol} \longrightarrow 200\text{ mL} \\ y \longrightarrow 3300\text{ mL} \end{cases}$$

$$y = \frac{3300\text{ mL} \cdot 0\text{ mg}}{200\text{ mL}} = 0\text{ mg de colesterol}$$

O leite desnatado é mais indicado, pois não possui colesterol.

III. Uma mistura heterogênea, pois possui substâncias insolúveis em água, como gorduras e algumas proteínas, que não se dissolvem em água.

IV. Na forma de íon, o cátion Ca^{2+}. O cálcio metálico é uma substância muito reativa e não é encontrada nesse estado na natureza.

p. 33 Testando seu conhecimento

1.

Em A: $C = \frac{m_1}{V} = \frac{14\text{ g}}{200\text{ mL}} = 70\text{ g/L}$

Em B: $C = \frac{m_1}{V} = \frac{14\text{ g}}{0{,}04\text{ L}} = 350\text{ g/L}$

2.

a) Frasco C

b) Solução A: 1 g/L

c) Solução C: 1,5 g/L

d) 5,5 g de soluto

e) 1,5 g/L

3.

a) 78,5 mg/L

b) Cloreto de potássio, cloreto de sódio di-hidratado, cloreto de sódio.

4. $C_{leite} = \frac{30\text{ g}}{0{,}2\text{ L}} = 150\text{ g/L}$

$C_{proteína} = 30\%\ C_{leite} = 0{,}3 \cdot 150\text{ g/L} = 45\text{ g/L}$

p. 35 Exercícios fundamentais

1. O ácido acético ($C_2H_4O_2$).

2. Água (a solução é aquosa).

3. A densidade é 1,05 g/mL; assim, em 1 mL da solução há 1,05 g de solução.

4. $d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 10{,}5\text{ g/mL} \cdot 1000\text{ mL} = 1050\text{ g de solução}$

5. $d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 10{,}5\text{ g/mL} \cdot 400\text{ mL} = 420\text{ g de solução}$

6. A densidade é 1,2 g/mL; logo, em 1 mL da solução encontra-se 1,2 g de solução.

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1{,}2\text{ g/mL} \cdot 1000\text{ mL} = 1200\text{ g de solução}$

p. 35 Testando seu conhecimento

1. Com a densidade da solução, calculamos sua massa:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1{,}19\ g/mL \cdot 420\ mL = 499{,}8\ g$ de solução

Foram utilizados 400 mL de água, e, como a densidade da água corresponde a 1 g/mL, foram utilizados 400 g de água. Já que a massa da solução é a soma das massas do soluto e do solvente:

$m = m_1 + m_2 \Rightarrow m_1 = m - m_2 = 499{,}8 - 400 = 99{,}8\ g$ de soluto

2. Foram utilizados 760 cm^3 de água, e, como a sua densidade corresponde a 1 g/cm^3, foram utilizados 760 g de água. Já que a massa da solução é a soma das massas do soluto e do solvente:

$m = m_1 + m_2 = 160\ g + 760\ g = 920\ g$ de solução

O volume pode ser obtido através da densidade:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{920\ g}{1150\ g/L} = 0{,}8\ L = 800\ mL$ de solução

3.

a)

Ingredientes	Quantidade/gramas
Farinha de trigo	360
Carbonato ácido de amônio	6
Sal	1
Manteiga	100
Açúcar	90
Ovo	100 (2 ovos)
Raspas de casca de laranja	3

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{660\ g}{1{,}10\ g/cm^3} = 600\ cm^3$

b) A soma das massas dos ingredientes antes e após a preparação da "massa" é a mesma, porém o mesmo não ocorre com seus volumes.

p. 38 Exercícios fundamentais

1. O soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio, NaCℓ.

2. H_2O

3. NaCℓ: $0{,}9\% = \tau \cdot 100\% \Rightarrow \tau = 0{,}009$

4. A porcentagem é 0,9% de NaCℓ, indicando que em 100 g de solução há 0,9 g de NaCℓ.

5. Se em 100 g de solução existe 0,9 g de NaCℓ, a massa de água corresponde à diferença 99,1 g.

6.

$\tau = \frac{m_1}{m} \Rightarrow m_1 = \tau \cdot m = 0{,}009 \cdot 500\ g \cdot 4{,}5\ g$ de solução

A massa da solução é a soma das massas do soluto e do solvente. Logo:

$m = m_1 + m_2 = m - m_1 = 500\ g - 4{,}5\ g = 495{,}5\ g$ de solvente

Soluto: 4,5 g

Solvente: 495,5 g

7.

$$\begin{cases} 3{,}2\ g \text{ de chumbo} \text{ —— } 10^6\ g \text{ de leite} \\ x \text{ —— } 10^3\ g \text{ de leite} \end{cases}$$

$x = \frac{3{,}2\ g \cdot 10^3\ g}{10^6\ g} = 3{,}2 \cdot 10^{-3}\ g$

8.

$$\begin{cases} 0{,}05\ g \text{ de sais} \text{ —— } 100\ g \text{ de solução} \\ x \text{ —— } 10^6\ g \text{ de solução} \end{cases}$$

$x = \frac{0{,}05\ g \cdot 10^6\ g}{100\ g} = 500\ g$ de sais dissolvidos

Como há 500 g de sais dissolvidos em 1 milhão de gramas de solução, a concentração corresponde a 500 ppm.

9.

$$\begin{cases} 1\ L \text{ de ar} \text{ —— } 100\ L \text{ de solução} \\ x \text{ —— } 10^6\ g \text{ de ar} \end{cases}$$

$x = \frac{1\ L \cdot 10^6\ L}{100\ L} = 10^4\ L$ de argônio

Como há 10^4 L de argônio em um milhão de litros de ar, a concentração corresponde a 10^4 ppm em volume.

p. 38 Testando seu conhecimento

1.

a) Como a concentração corresponde a 63%, em 100 g de solução há 63 g de ácido nítrico.

b) Se em 100 g de solução há 63 g de ácido nítrico, a diferença corresponde à massa de água, 37 g.

$$\begin{cases} 63\ g \text{ de } HNO_3 \text{ —— } 100\ g \text{ de solução} \\ x \text{ —— } 500\ g \text{ de solução} \end{cases}$$

$x = \frac{63\ g \cdot 500\ g}{100\ g} = 315\ g$ de HNO_3

c) A massa da solução corresponde à soma das massas do soluto e do solvente, logo:

$m = m_1 + m_2 \Rightarrow m_2 = m - m_1 = 500\ g - 315\ g = 185\ g$ de H_2O

d) $63\% = \tau \cdot 100\% \Rightarrow \tau = 0{,}63$

2. A quantidade de xilocaína correspondente a 2% da massa total; logo, a massa do solvente corresponde a 98% da massa:

$$\begin{cases} 250\ g \text{ —— } 100\% \text{ (bisnaga)} \\ x \text{ —— } 98\% \text{ (solvente)} \end{cases}$$

$x = \frac{250\ g \cdot 98\%}{100\%} = 245\ g$ solvente

3.

$$\begin{cases} 100\ g\ H_2O \text{ —— } 0{,}0011\ g\ Pb^{2+} \text{ ou } 1{,}1\ mg \\ m = 10\,455\ g\ H_2O \text{ —— } 115\ mg\ Pb^{2+} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 1\ mL\ H_2O \text{ —— } 1\ g\ H_2O \\ V = 10\,455\ mL \text{ ou } 10{,}455\ L \text{ —— } 10\,455\ g\ H_2O \end{cases}$$

4. d

$$\tau = \frac{m_1}{m} = \frac{4,6\ g}{[4,6\ g + 500\ g]} = 0,0091$$

$$\text{porcentagem} = \tau \cdot 100\% = 0,91\%$$

5.

I. 0,9 ppm indica que há 0,9 g de flúor em um milhão (10^6) de gramas de água.

II. $\begin{cases} 0,9\ g \text{ de flúor} \longrightarrow 10^6\ g \text{ de água} \\ x \longrightarrow 10^3\ g \text{ de água} \end{cases}$

$$x = \frac{0,9\ g \cdot 10^3\ g}{10^6\ g} = 0,9 \cdot 10^{-3}\ g = 9 \cdot 10^{-4}\ g \text{ de flúor}$$

III. Como a densidade da solução é 1 g/mL, em 1 L (1 000 mL) temos 1 000 g de solução, na qual há $9 \cdot 10^{-4}$ de flúor (conforme o item anterior).

IV. Em 30 dias serão ingeridos 60 L de água ($60 \cdot 10^3$ mL). Como a densidade da água é 1 g/mL, esse volume corresponde a $60 \cdot 10^3$ g de água.

$$\begin{cases} 0,9\ g \text{ de flúor} \longrightarrow 10^6\ g \text{ de água} \\ y \longrightarrow 60 \cdot 10^3\ g \text{ de água} \end{cases}$$

$$y = \frac{0,9\ g \cdot 60 \cdot 10^3\ g}{10^6\ g} = 54 \cdot 10^{-3}\ g = 5,4 \cdot 10^{-2}\ g \text{ de flúor}$$

6. d

$$\begin{cases} 1\ g \text{ de soluto} \longrightarrow 100 \cdot 10^3\ g \text{ de solução} \\ x \longrightarrow 10^6\ g \text{ de solução} \end{cases}$$

$$x = \frac{1\ g \cdot 10^6\ g}{100 \cdot 10^3\ g} = 10\ g \text{ de soluto}$$

Como há 10 g de soluto em 10^6 (um milhão) de gramas de solução, a concentração corresponde a 10 ppm.
Obs. Como a massa do solvente é muito maior que a massa do soluto, a massa da solução é praticamente igual à massa do solvente.

7. e

$$\begin{cases} 10\ m^3 \text{ de CO} \longrightarrow 10^6\ m^3\ g \text{ de ar} \\ x \longrightarrow 10^3\ m^3\ g \text{ de ar} \end{cases}$$

$$x = \frac{10\ m^3 \cdot 10^3\ m^3}{10^6\ m^3} = 10^{-2}\ m^3 = 0,010\ m^3 \text{ de CO}$$

8. e

$$\begin{cases} 1,5\ g \text{ de cloro} \longrightarrow 100\ g \text{ de solução} \\ x \longrightarrow 10^6\ g \text{ de solução} \end{cases}$$

$$x = \frac{1,5\ g \cdot 10^6\ g}{100\ g} = 1,5 \cdot 10^4\ g \text{ de cloro}$$

Como há $1,5 \cdot 10^4$ g de cloro em um milhão (10^6) de gramas de solução, a concentração corresponde a $1,5 \cdot 10^4 = 15\,000$ ppm.

p. 41 Exercícios fundamentais

1.

a) $\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{1\ mol}{1\ L} = 1\ mol/L$

b) $\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{1\ mol}{0,5\ L} = 2\ mol/L$

c) $\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{2\ mol}{0,25\ L} = 8\ mol/L$

d) $\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0,3\ mol}{0,25\ L} = 1,2\ mol/L$

2.

I. $m_1 = 3,42\ g$

II. $C_{12}H_{22}O_{11}$ $\begin{cases} 12\ C \Rightarrow 12 \cdot 12 = 144 \\ 22\ H \Rightarrow 22 \cdot 1 = 22 \\ 11\ O \Rightarrow 11 \cdot 16 = 176 \end{cases}$

$M_1 = 342\ g/mol$

III. $500\ mL = 0,5\ L$

IV. $\left.\begin{array}{l} \mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \\ n_1 = \frac{m_1}{m_1} \end{array}\right\} \mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} = \frac{3,42\ g}{342\ g \cdot mol^{-1} \cdot 0,5\ L} = 0,02\ mol/L$

3.

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,25\ mol/L \cdot 2,0\ L = 0,5\ mol$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0,5\ mol \cdot 56\ g \cdot mol^{-1} = 28\ g \text{ de KOH}$$

4.

$$n = \frac{m_1}{M_1} = \frac{9,8\ g}{9,8\ g \cdot mol^{-1}} = 0,1\ mol \text{ de } H_2SO_4$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} = \frac{0,1\ mol}{0,01\ mol/L} = 10\ L$$

5.

$$CaC\ell_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2C\ell^-(aq)$$

1 mol —— 1 mol —— 2 mol

0,02 mol —— x —— y

$$x = \frac{0,02\ mol/L \cdot 1\ mol}{1\ mol} = 0,02\ mol/L \text{ de } Ca^{2+}$$

$$y = \frac{0,02\ mol/L \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 0,04\ mol/L \text{ de } C\ell^-$$

6.

$$Fe(SO_4)_3(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$$

1 mol —— 2 mol —— 3 mol

0,01 mol —— x —— y

$$x = \frac{0,01\ mol/L \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 0,02\ mol/L \text{ de } Fe^{3+}$$

$$y = \frac{0,02\ mol/L \cdot 3\ mol}{1\ mol} = 0,03\ mol/L \text{ de } SO_4^{2-}$$

p. 41 Testando seu conhecimento

1.

a) 0,632 mg/mL

b) 0,632 g/L

c) $4 \cdot 10^{-3}$ mol/mL

2. A; $\frac{115\ mg}{100\ mL}$

3. B; $\frac{145\ mg}{100\ mL}$

4. 0,05 mol/L

5. 0,027 mol/L

6. a

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0{,}1\ mol \cdot L^{-1} \cdot 0{,}5\ L = 0{,}05\ mol\ de\ NaC\ell O$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0{,}05\ mol \cdot 74{,}5\ g \cdot mol^{-1} = 3{,}7\ g\ de\ NaC\ell O$$

7.

I. Sulfato de ferro II: $\underbrace{Fe^{2+}SO_4^{2-}}_{FeSO_4}$; carbonato de lítio: $\underbrace{Li^{+}CO_3^{2-}}_{Li_2CO_3}$

II.

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0{,}6\ mol \cdot L^{-1} \cdot 1\ L^{*} = 0{,}6\ mol$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0{,}6\ mol \cdot 120\ g \cdot mol^{-1} = 72\ g\ de\ MgSO_4$$

*Admitindo que o volume seja 1 L.

8. b

$$\left.\begin{array}{l} \mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \\ n_1 = \frac{m_1}{M_1} \end{array}\right\} M = \frac{M_1}{M_1 \cdot V}$$

$$\mathcal{M} = \frac{2{,}7\ g}{270\ g \cdot mol^{-1} \cdot 0{,}1\ L} = 0{,}1\ mol/L$$

$$\mathcal{M} = \frac{5{,}4\ g}{270\ g \cdot mol^{-1} \cdot 0{,}2\ L} = 0{,}1\ mol/L$$

$$\mathcal{M} = \frac{8{,}1\ g}{270\ g \cdot mol^{-1} \cdot 0{,}3\ L} = 0{,}1\ mol/L$$

$$\mathcal{M} = \frac{10{,}8\ g}{270\ g \cdot mol^{-1} \cdot 0{,}4\ L} = 0{,}1 mol/L$$

9. d

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow \frac{0{,}900\ g}{58{,}5\ g \cdot mol^{-1}} = 0{,}0154\ mol\ de\ NaC\ell$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0{,}0154\ mol}{0{,}1\ L} = 0{,}154\ mol/L$$

10.

a) $C = \frac{m_1}{V} = \frac{1 \cdot 10^3\ g}{100 \cdot 10^3\ L} = 0{,}01\ g/L$

b) $M(CH_2C\ell CONHCH_3) = 107{,}5\ g \cdot mol^{-1}$

$$n_1 = \frac{m_1}{M} = \frac{1 \cdot 10^3\ g}{107{,}5\ g \cdot mol^{-1}} = 9{,}3\ mol$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{9{,}3\ mol}{100 \cdot 10^3\ L} = 9{,}3 \cdot 10^{-5}\ mol/L$$

11. c

Para o Ca^{2+}:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{0{,}0040\ g}{40\ g \cdot mol^{-1}} = 1 \cdot 10^{-4}\ mol\ de\ Ca^{2+}$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-4} \cdot mol}{0{,}5\ L} = 2 \cdot 10^{-4}\ mol/L\ de\ Ca^{2+}$$

Para o Mg^{2+}:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{0{,}0012\ g}{24\ g \cdot mol^{-1}} = 5 \cdot 10^{-5}\ mol$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{5 \cdot 10^{-5}\ mol}{0{,}5\ L} = 1 \cdot 10^{-4}\ mol/L\ de\ Mg^{2+}$$

$$Índice\ de\ dureza = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] = 2 \cdot 10^{-4} + 1 \cdot 10^{-4} = 0{,}0003\ mol/L$$

12. c

$$Na_2SO_4 \longrightarrow 2\ Na^{+} + SO_4^{2-}$$

$$1\ mol \text{ —— } 2\ mol \text{ —— } 1\ mol$$

$$0{,}3\ mol/L \text{ —— } x_{Na}$$

$$x_{Na} = \frac{0{,}3\ mol/L \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 0{,}6\ mol/L\ de\ íons\ Na^{+}$$

13.

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{17{,}5\ g}{174\ g} \cong 0{,}10\ mol\ de\ K_2SO_4$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0{,}10\ mol}{0{,}5\ L} = 0{,}20\ \frac{mol}{L}\ de\ K_2SO_4$$

$$K_2SO_4 \longrightarrow 2\ K^{+} + SO_4^{2-}$$

$$1\ mol \text{ —— } 2\ mol \text{ —— } 1\ mol$$

$$0{,}20\ mol/L \text{ —— } x \text{ —— } y$$

$$x = \frac{0{,}20\ mol \cdot L^{-1} \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 0{,}40\ mol/L\ de\ íons\ k^{+}$$

$$y = \frac{0{,}20\ mol \cdot L^{-1} \cdot 1\ mol}{1\ mol} = 0{,}20\ mol/L\ de\ íons\ S_4^{2-}$$

p. 44 Exercícios fundamentais

1. 36% em massa: 36 g de $HC\ell$ em 100 g de solução.

2. $d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1190\ g \cdot L^{-1} \cdot 1\ L = 1190\ g\ de\ solução$

3. $Porcentagem = \tau \cdot 100\%$
$36\% = t \cdot 100\% \Rightarrow \tau = 0{,}36$

4. $C = \tau \cdot d = 0{,}36 \cdot 1190\ g \cdot L^{-1} = 428{,}4\ g \cdot L^{-1}$

5. $C = \tau \cdot d \Rightarrow \tau = \frac{C}{d} = \frac{500\ g/L}{1250\ g/L} = 0{,}4$

6. $C = \mathcal{M} \cdot M_1 = 1{,}5\ mol/L \cdot 60\ g/mol = 90\ g/L$

7. $C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \frac{C}{M_1} = \frac{80\ g/L}{40\ g/mol} = 2\ mol/L$

8. a

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 = M = \frac{C}{M_1} = \frac{22,4\ g/L}{224\ g/mol} = 0,10\ mol/L$

p. 45 Testando seu conhecimento

1. a

$d = 1,25\ g/mL = 1250\ g/L$

$\tau = 0,24$

$C = \tau \cdot d = 0,24 \cdot 1250\ g/L = 300\ g/L$

2. d

40% em massa:

40 g de metanol —— 100 g de solução

x —— 10 g de solução

$x = \frac{40\ g \cdot 10\ g}{100\ g} = 4\ g$ de metanol

3. a

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \frac{C}{M_1} = \frac{12 \cdot 10^{-6}\ g/L}{196\ g/L} = 6,1 \cdot 10^{-8}\ mol/L$

$C = \frac{M_1}{C} = \frac{50\ g}{0,1\ L} = 50\ g/L$

4.

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \frac{C}{M_1} = \frac{50\ g \cdot L^{-1}}{342\ g \cdot mol^{-1}} = 0,15\ mol \cdot L^{-1}$

5. e

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{5\ mol}{0,5\ L} = 10\ mol/L$

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 = 10\ mol \cdot L^{-1} \cdot 62\ g \cdot mol^{-1} = 620\ g \cdot L^{-1}$

6. a

$d = 1,25\ g/cm^3 = 1250\ g/L$

$\tau = 0,25$

$\tau \cdot d = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow M = \frac{\tau \cdot d}{M_1} = \frac{0,25 \cdot 1250\ g/L^{-1}}{62\ g/mol^{-1}} = 5,0\ mol/L$

7.

$d = 1,0\ g/mL = 1000\ g/L$

$\mathcal{M} = 0,34\ mol/L$

$M_1 = 74,5\ g/mol$

$\tau \cdot d = \mathcal{M} \cdot M_1$

$\tau = \frac{M \cdot M_1}{d} = \frac{0,34\ mol \cdot L^{-1} \cdot 74,5\ mol^{-1}}{1000\ g \cdot L^{-1}} = 0,025 = 2,5\%$

8. d

$\tau \cdot d = \mathcal{M} \cdot M_1$

$M = \frac{\tau \cdot d}{M_1}$

Apresenta a maior concentração em mol/L a solução que possui a maior porcentagem em massa do soluto (título) e o soluto com a menor massa molar. Isso ocorre com a água oxigenada, H_2O_2.

p. 48 Exercícios fundamentais

1.

I. 98 g de H_2SO_4

II. $M_1 = 98\ g/mol$

III. $m_2 = 162$ de H_2O

IV. $M_2 = 18\ g/mol$

V. $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{98\ g}{98\ g/mol} = 1\ mol$ de H_2SO_4

VI. $n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{162\ g}{18\ g/mol} = 9\ mol$ de H_2O

VII. $X_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{1\ mol}{(1+9)\ mol} = 0,1$

VIII. $X_2 = \frac{n_2}{n} = \frac{9\ mol}{(1+9)\ mol} = 0,9$

2.

Para a glicose (soluto):

$n = \frac{m}{M} = \frac{72\ g}{180\ g \cdot mol^{-1}} = 0,4\ mol$ de glicose

Para a água (solvente):

$n = \frac{m}{M} = \frac{172,8\ g}{18\ g \cdot mol^{-1}} = 9,6\ mol$ de H_2O

Frações molares:

Glicose: $X_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{0,4\ mol}{(0,4 + 9,6)\ mol} = 0,4$

Água: $X_2 = \frac{n_2}{n} = \frac{9,6\ mol}{(0,4 + 9,6)\ mol} = 0,96$

p. 48 Testando seu conhecimento

1. e

$X_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{1\ mol}{(1 + 99)\ mol} = 0,01$

$X_2 = \frac{n_2}{n} = \frac{99\ mol}{(1 + 99)\ mol} = 0,99$

2.

$X_1 = 0,3 = \frac{n_1}{n} \Rightarrow n = 0,3$

O soluto é o NaOH.

$X_1 = \frac{n_1}{n} \Rightarrow n = \frac{n_1}{X_1} = \frac{0,3\ mol}{0,3} = 1\ mol$

$n = n_1 + n_2 \Rightarrow n_2 = n - n_1 = 1\ mol - 0,3\ mol = 0,7\ mol$ de H_2O

3.

Glicose: $n = \frac{m}{M} = \frac{18\ g}{180\ g \cdot mol^{-1}} = 0,1\ mol$ de glicose

Ácido acético: $n = \frac{m}{M} = \frac{24\ g}{60\ g \cdot mol^{-1}} = 0,4\ mol$ de água

Água: $n = \frac{m}{M} = \frac{81\ g}{18\ g \cdot mol^{-1}} = 4,5\ mol$ de água

Fração molar do ácido acético:

$$X = \frac{n_{ac.\ acético}}{n} = \frac{0,4\ mol}{(0,1 + 0,4 + 4,5)\ mol} = 0,08$$

4.

Sendo KOH o soluto:

$$X_1 = \frac{n_1}{n} \Rightarrow n_1 = X_1 \cdot n = 0,05 \cdot 10\ mol = 0,5\ mol \text{ de KOH}$$

Como são 10 mol no total e 0,5 mol de KOH, a diferença corresponde à água, 9,5 mol.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$$

$KOH: 0,5\ mol \cdot 56\ g \cdot mol^{-1} = 28\ g$ de KOH

$H_2O: 9,5\ mol \cdot 18\ g \cdot mol^{-1} = 17 \cdot 1\ g$ de H_2O

5.

$\tau \cdot d = 0,4 \cdot 1800\ g/L = 720\ g/L$

1 L de solução ⟵ 720 g de NaOH
1 080 g de H_2O
1 800 g de solução

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{720\ g}{40\ g \cdot mol^{-1}} = 18\ mol \text{ de NaOH}$$

1 L de solução —— 18 mol de NaOH $\therefore \mathcal{M} = 18\ mol/L$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{1080\ g}{18\ g \cdot mol^{-1}} = 60\ mol \text{ de } H_2O$$

$$X_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{18\ mol}{(18 + 60)\ mol} = 0,23$$

p. 51 Exercícios fundamentais

1.

I. 7,4 g de $Ca(OH)_2$

II. $M_1 = 74\ g \cdot mol^{-1}$

III. 10 L de água ⇒ 10 kg de água

IV. $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{7,4\ g}{74\ g \cdot mol^{-1}} = 0,1\ mol$ de $Ca(OH)_2$

V. $W = \frac{n_1}{M_2} = \frac{0,1\ g}{10\ kg} = 0,01\ molal$

2.

$$W = \frac{n_1}{M_2} \Rightarrow n_1 = W \cdot m_2 = 0,2\ mol/kg \cdot 5\ kg = 1\ mol \text{ de NaOH}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 1\ mol \cdot 40\ g\ mol^{-1} = 40\ g \text{ de NaOH}$$

3. c

1,5 molal { 1,5 mol de soluto ($LiNO_3$) ; 1 kg de solvente (etanol)

p. 51 Testando seu conhecimento

1.

$$2\ molal = \frac{2\ mol \text{ de soluto}}{1\ kg \text{ de solvente}}; \text{ dois.}$$

$$W = \frac{n_1}{M_2} \Rightarrow n_1 = W \cdot m_2 = 2\ mol/kg \cdot 10\ kg = 20\ mol \text{ de soluto; 20.}$$

2. b

$$2\ molal = \frac{2\ mol \text{ de soluto } [H_3PO_4]}{1\ kg \text{ de solvente } (H_2O)}$$

3.

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{24,5\ g}{98\ g \cdot mol^{-1}} = 0,25\ mol \text{ de } H_2SO_4$$

$$W = \frac{n_1}{M_2} = \frac{0,25\ mol}{1\ kg} = 0,25\ molal$$

4.

$$W = \frac{n_1}{M_2} \Rightarrow n_1 = W \cdot m_2 = 0,2\ mol/kg \cdot 0,5\ kg = 0,1\ mol \text{ de glicose}$$

$$n_1 = \frac{M_1}{M_1} \Rightarrow m_1 \cdot M_1 = 0,1\ mol \cdot 180\ g \cdot mol^{-1} = 18\ mol \text{ de glicose}$$

5.

$$n_1 = \frac{n_1}{M_1} = \frac{3,65\ g}{36,5\ g \cdot mol^{-1}} = 0,1\ mol \text{ de } HC\ell$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0,1\ mol}{1,0\ L} = 0,1\ mol/L$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{0,1\ mol}{1\ kg} = 0,1\ molal$$

p. 52 Aprofundando seu conhecimento

1. d

Em 1: $C = \frac{m_1}{V} = \frac{0,5\ g}{2\ L} = 0,25\ g/L$

Em 2: $C = \frac{m_2}{V} = \frac{0,75\ g}{3\ L} = 0,25\ g/L$

Em 3: $C = \frac{m_3}{V} = \frac{1,25\ g}{5\ L} = 0,25\ g/L$

Em 4: $C = \frac{m_4}{V} = \frac{2,0\ g}{8\ L} = 0,25\ g/L$

Em 5: $C = \frac{m_5}{V} = \frac{2,5\ g}{10\ L} = 0,25\ g/L$

2. a

Massa limite de ácido fosfórico que pode ser ingerida:

1 kg corporal —— 5 mg de H_3PO_4

42 kg —— x

$x = \frac{42\ kg \cdot 5\ mg}{1\ kg} = 210\ mg\ de\ H_3PO_4 = 0,21\ g\ de\ H_3PO_4$

Volume de refrigerante:

$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow V = \frac{m_1}{C} = \frac{0,21\ g}{0,6\ g \cdot L^{-1}} = 0,35\ L = 350\ mL\ de\ refrigerante$

Como cada latinha contém 350 mL de refrigerante, a quantidade máxima que o indivíduo pode ingerir é de 1 lata por dia.

3. d

Massa de Cr^{3+}:

$\begin{cases} 1\ mL\ de\ solução —— 20\ mg\ de\ Cr^{3+} \\ 1\,000\ mL\ (1\ L) —— x \end{cases}$

$x = \frac{1\,000\ mL \cdot 20\ mg}{1\ mL} = 20 \cdot 10^3\ mg = 20\ g\ de\ Cr^{3+}$

Massa de $CrC\ell_3 \cdot 6\ H_2O$:

1 mol de $CrC\ell_3 \cdot 6\ H_2O$ —— 1 mol Cr^{3+}

$1 \cdot (266,5\ g)$ —— $1 \cdot (52\ g)$

m —— 20 g

$m = \frac{266,5\ g \cdot 20\ g}{52\ g} = 102,5\ g\ de\ CrC\ell_3 \cdot 6\ H_2O$

4. b

1 kg —— 12 mg (paracetamol)

30 kg —— $m_{paracetamol}$

$m_{paracetamol} = 360\ mg$

200 mg —— 20 gotas (1 mL)

360 mg —— n_{gotas}

$n_{gotas} = 36$ gotas

5. b

$\left.\begin{array}{l} d_{mistura} = \frac{m_{H_2O} + m_{álc}}{V_{H_2O} + V_{álc}} \\ d_{álc} = \frac{m_{álc}}{V_{álc}} \Rightarrow m_{álc} = d_{álc} - V_{álc} \end{array}\right\} d_{mist} = \frac{m_{H_2O} + (d_{álc} \cdot V_{álc})}{v_{H_2O} + V_{álc}}$

$0,93\ g \cdot cm^{-3} = \frac{80\ g + (0,79\ g \cdot cm^{-3} \cdot V_{álc})}{80\ cm^3 + V_{álc}}$

$74,4 + 0,93\ V_{álc} = 80 + 0,79\ V_{álc}$

$0,14\ V_{álc} = 5,6\ cm^3$

$V_{álc} = 40\ cm^3$

6. c

7. b

8. 920 g

9. 0,15

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1\ g \cdot cm^3 \cdot 340\ cm^3 = 340\ g\ de\ H_2O$

Título:

$\tau = \frac{m_1}{m} = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{60\ g}{(60\ g + 340)\ g} = 0,15$

10. 250 mL

Massa de álcool (solvente):

$\tau = \frac{m_1}{m} = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \Rightarrow 0,2 = \frac{50\ g}{50\ g + m_2} \Rightarrow 0,2\ m_2 = 40$

$m_2 = 200\ g$ de álcool

Volume de álcool:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{200\ g}{0,8\ g \cdot mL^{-1}} = 250\ mL\ de\ álcool$

11. 473 L

Massa da solução:

0,000037 g de benzeno —— 100 g de solução

$175 \cdot 10^{-3}$ g —— x

Volume da solução:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{4,73 \cdot 10^3\ g}{1\ g/mL} = 4,73 \cdot 10^5\ mL = 473\ L\ de\ água$

12. 10 ppm; 10 000 ppb

13. 24,7 g do sal

14. $1,3 \cdot 10^{-4}$ g

15. $1,8 \cdot 10^{-3}$ g

16. a

Massa de mercúrio na água

0,05 ppb $\Rightarrow$ 0,05 g de Hg —— 1 tonelada de água

Massa de mercúrio nos peixes:

200 ppb $\Rightarrow$ 200 g de Hg —— 1 tonelada de peixes

Assim, para pesos iguais de peixe e água (1 tonelada), temos a seguinte relação:

$\frac{200\ g\ Hg}{0,05\ g\ Hg} = 4 \cdot 10^3$

17. b

Massa de álcool no sangue:

$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V = 0,6\ g \cdot L^{-1} \cdot 5\ L = 3\ g\ de\ álcool$

Volume de álcool ingerido:

$\begin{cases} 3\ g\ de\ álcool —— 15\%\ (absorvido) \\ x —— 100\%\ (ingerido) \end{cases}$

$x = 3\ g \cdot \frac{100\%}{15\%} = 20\ g\ de\ álcool$

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{20\ g}{0,8\ g \cdot mL^{-1}} = 25\ mL\ de\ álcool$

Volume de cerveja:

$$\begin{cases} 25\ mL \text{ —— } 5\%\ (álcool) \\ y \text{ —— } 100\%\ (cerveja) \end{cases}$$

$$y = 25\ mL \cdot \frac{100\%}{5\%} = 500\ mL \text{ de cerveja}$$

Quantidade de latas:

$$\begin{cases} 1\ lata \text{ —— } 350\ mL \text{ de cerveja} \\ z \text{ —— } 500\ mL \text{ de cerveja} \end{cases}$$

$$z = \frac{500\ mL \cdot 1\ lata}{350\ mL} = 1,4 \text{ latas}$$

Assim, o motorista só poderá ingerir uma lata de cerveja, pois, ingerindo duas, ultrapassará os 500 mL de cerveja que a lei tolera.

18. c

Informações:
Diesel 50 S (densidade média 0,85 g · cm³ = 850 g/L), que tem o teor máximo de 50 ppm (partes por milhão) de enxofre.
Capacidade do caminhão = 1 200 L

$$850\ g \text{ —— } 1\ L$$
$$m_{diesel\ 50\ S} \text{ —— } 1\ 200\ L$$

$m_{diesel\ 50\ S} = 1\ 020\ 000$ g
50 ppm (partes por milhão) de enxofre, então,
1 000 000 g (diesel) —— 50 g de enxofre
1 020 000 g (diesel) —— $m_{enxofre}$
$m_{enxofre} = 51\ g = 5,1 \cdot 10^1$ g

19. c

Teremos:
Para o diesel s500, vem:
1 tonelada = 1 000 kg = 1 000 000 g
1 000 kg diesel —— 1 000 000 partes
m_{diesel} —— 500 partes
$m_{diesel} = 0,5\ kg = 500\ g$

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

32 g —— 1 000 000 partes
500 g —— m_{SO_2}
$m_{SO_2} = 1000$ g

Para o diesel s1800, vem:
1 tonelada = 1 000 kg = 1 000 000 g
1 000 kg (diesel) —— 1 000 000 partes
m_{diesel} —— 1 800 partes
$m_{diesel} = 1,8\ kg = 1\ 800$ g

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

32 g —— 64 g
1 800 g —— m_{SO_2}
$m_{SO_2} = 3\ 600$ g

20. c

Teremos:

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{m}{M} = \frac{34}{342} = 0,0994 \text{ mol}$$

$$[C_{12}H_{22}O_{11}] = \frac{0,0994\ mol}{0,5\ L} = 0,1988 \text{ mol/L}$$

$$[C_{12}H_{22}O_{11}] \cong 20 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

21. b

$$\left.\begin{array}{l} n_{Ca} = \frac{m}{M} = \frac{248 \cdot 10^{-3}\ g}{40\ g \cdot mol^{-1}} = 6,2 \cdot 10^{-3}\ mol \\ V = 200\ mL = 0,2\ L \end{array}\right\} [Cálcio] = \frac{n}{V}$$

$$[Cálcio] = \frac{n}{V} = \frac{6,2 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 31 \cdot 10^{-3}\ g$$

$$[Cálcio] = 3,1 \cdot 10^{-2}\ g$$

22. d

Teremos:

$$NaC\ell O = 74,5\ g \cdot mol^{-1}$$

$$n_{NaC\ell O} = \frac{m_{NaC\ell O}}{M_{NaC\ell O}} = \frac{250}{74,5} = 3,356 \text{ mol}$$

$$\left[NaC\ell O\right] = \frac{n_{NaC\ell O}}{V} = \frac{3,356}{5,0} = 0,67 \text{ mol/L}$$

23. b

Concentração Na (mg/mL) = Concentração Na (mol/L) · M_{Na}

$$\frac{69\ mg}{200\ mL} = \text{Concentração Na (mol/L)} \cdot 23\ g \cdot mol^{-1}$$

Concentração Na (mol/L) = 0,015 mol/L

Concentração K (mg/mL) = Concentração K (mol/L) · M_K

$$\frac{78\ mg}{200\ mL} = \text{Concentração K (mol/L)} \cdot 39\ g \cdot mol$$

Concentração K (mol/L) = 0,01 mol/L

24. b

O consumo biológico desse material contribuiu para a redução a zero do nível de gás oxigênio dissolvido na água, então:

$$[O_2] = 2,5 \cdot 10^{-4}$$

$$1\ L \text{ —— } 2,5 \cdot 10^{-4}\ mol$$
$$6,2 \cdot 10^{-6}\ L \text{ —— } n_{oxigênio}$$

$n_{oxigênio} = 15,5 \cdot 10^2$ mol
$m_{oxigênio} = 15,5 \cdot 10^2 \cdot 32\ g = 496 \cdot 10^2$ g
$m_{oxigênio} = 49,6$ kg

25. d

Cálculo do volume de água correspondente a 0,2 milhão de moléculas de água:

$$\begin{cases} 1 \text{ litro de água —— } 55,55 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ V \text{ —— } 0,2 \cdot 10^6 \text{ moléculas} \end{cases}$$

$$V = \frac{0,2 \cdot 10^6}{55,55 \cdot 6 \cdot 10^{23}} = 6 \cdot 10^{-21} \text{ litros de água (volume da solução)}$$

Agora vamos calcular o valor, em mols, de 1 molécula de oxigênio:

$$1\ mol \text{ —— } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$
$$n \text{ —— } 1 \text{ molécula}$$

$n = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} = 0,17 \cdot 20^{-23}$ mol de oxigênio (número de mols do soluto)

Finalmente, vamos calcular a concentração de oxigênio na água, em mols por litro:

$C = \frac{0,17 \cdot 10^{-23}}{6 \cdot 10^{-21}} = 0,028 \cdot 10^{-2}$ ou $2,8 \cdot 10^{-4}$ mol/L

26. c

Cálculo da quantidade de milimol (mmol) em 200 mL (0,2 L):

$m = 30 \text{ mg} = 30 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

1 mol —— 176 g

x —— $30 \cdot 10^{-3}$ g

$x = \frac{30 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{g}}}{176 \cancel{\text{g}} \cdot \text{mol}} = \frac{30 \cdot 10^{-3}}{176}$ mol

1 mmol —— 10^{-3} mol

n —— $\frac{30 \cdot 10^{-3}}{176}$ mol

$n = \frac{\frac{30 \cdot 10^{-3}}{176}}{10^{-3}} = \frac{30}{176}$ mmol

Em 1,0 L:

0,2 L —— $\frac{30}{176}$ mmol

1 L —— C

$C = \frac{30}{\frac{176}{0,2}} = 0,85$ mmol

A concetração é 0,85 mmol $\cdot$ L^{-1}.

27. a

28. d

Estrôncio, cálcio e magnésio encontram-se na família 2 da tabela periódica e possuem 2 elétrons na última camada. Os sais de íons potássio e sódio (família 1) são sempre solúveis. Fluoretos são compostos que têm o ânion F^-.

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \frac{C}{M} = \frac{103,7 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot L^{-1}}{61 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

29. e

Massa de cobre:

$\begin{cases} 20 \cdot 10^{-3} \text{ g de Cu} \text{ —— } 10^3 \text{ L de sedimento} \\ \text{x —— 1 g de sedimento} \end{cases}$

$x = \frac{20 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 1 \text{ g}}{10^3} = 20 \cdot 10^{-6} \text{ g de Cu}$

Nº de mol de cobre:

$n = \frac{m}{M} = \frac{20 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,12 \cdot 10^{-7} \text{ mol de Cu}$

Concentração em mol/L:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{3,12 \cdot 10^{-7} \text{ mol}}{25 \cdot 10^3 \text{ L}} = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

30. d

Volume do cilindro:

$V = A_{base} \cdot L = \pi \cdot r^2 \cdot L = 3 \cdot (3 \text{ dm})^2 \cdot 10 \text{ dm} = 270 \text{ dm}^3 = 270 \text{ L}$

Quantidade de $A\ell_2(SO_4)_3$:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 270 \text{ L} = 27 \text{ mol de } A\ell(SO_4)_3$

$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 27 \text{ mol} \cdot 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 9\,234 \text{ g de } A\ell(SO_4)_3$

31. c

$Na_2SO_4 \rightarrow 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$

1 mol —— 2 mol —— 1 mol

$0,3 \text{ mol/L}^{-1}$ —— x

$x = \frac{0,3 \text{ mol/L}^{-1} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{mol}} = 0,6 \text{ mol/L}^{-1}$

32. d

Volume de solução:

1 ano —— $3,6 \cdot 10^{16}$ L de água doce

$7,8 \cdot 10^6$ anos —— x

$x = \frac{7,8 \cdot 10^6 \text{ anos} \cdot 3,6 \cdot 10^{16}}{1 \text{ ano}} = 2,808 \cdot 10^{24}$ L

Quantidade de Na^+:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot 2,808 \cdot 10^{24} \text{ L} =$

$= 6,5 \cdot 10^{20} \text{ mol}$

33. Para cada substância, a concentração em mol/L será o dobro daquela apresentada na composição. Exemplificando com NaCℓ:

500 mL —— 0,5 L —— $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol

1,0 L —— a

$a = \frac{(1,0 \text{ L})(1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol})}{(0,5 \text{ L})} = 2 \cdot (1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol})$

Portanto, escrevemos:

Substância	Concentração (mol/L)
cloreto de sódio	$a = 3,6 \cdot 10^{-2}$
citrato de potássio mono-hidratado	$b = 6,6 \cdot 10^{-6}$
citrato de sódio di-hidratado	$c = 3,4 \cdot 10^{-3}$
glicose	$d = 12,6 \cdot 10^{-2}$

Escrevendo as dissociações dos sais e considerando 1,0 L de solução:

$NaC\ell \rightarrow Na^+ + C\ell$

a a a

Citrato de potássio $\rightarrow 3\,K^+ + [\text{citrato}]^{3-}$

b b b

Citrato de sódio $\rightarrow 3\,Na^+ + [citrato]^{3-}$

c 3c c

A concentração de íons Na^+ será dada por:

$[Na^+] = a + 3c$

$[Na^+] = 3{,}6 \cdot 10^{-2} + 3\,(3{,}4 \cdot 10^{-3})$

$[Na^+] = 4{,}6 \cdot 10^{-2}\,mol/L$

A concentração de íons citrato será dada por:

$[citrato] = b + c$

$[citrato] = 6{,}6 \cdot 10^{-3} + 3{,}4 \cdot 10^{-3}$

$[citrato] = 1{,}0 \cdot 10^{-2}\,mol/L$

34.

a) $Zn + 2\,HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2$

1 mol —— 1 mol

1 mol —— 1 · (2 g)

1 mol —— x

$x = \dfrac{1\,mol \cdot 2\,g}{1\,mol} = 2\,g$ de H_2

b)

$\mathcal{M} = \dfrac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0{,}01\,mol \cdot L^{-1} \cdot 0{,}1\,L = 0{,}01\,mol$ de $HC\ell$

$n_1 = \dfrac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0{,}01\,mol \cdot 36{,}5\,g \cdot mol^{-1} = 0{,}365\,g$ de $HC\ell$

35. b

Quantidade de iodeto de potássio:

$\mathcal{M} = \dfrac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 1{,}0\,mol \cdot L^{-1} \cdot 0{,}5\,L = 0{,}5\,mol$ de KI

Massa do iodeto de chumbo:

$2\,KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbI_2 + 2\,KNO_3$

2 mol — 1 mol

2 mol — 1 · (461 g)

0,5 mol — x

$x = \dfrac{0{,}5\,mol \cdot 461\,g}{2\,mol} = 115{,}25$ de PbI_2

36. d

80 g de açúcar —— 1,0 g/L de glicose no sangue

100 g de açúcar —— x

$x = \dfrac{100\,g \cdot 1{,}0\,g/L}{80\,g} = 1{,}25\,g/L$ de glicose no sangue

A concentração de glicose é elevada em 1,25 g/L.

Sendo 1,4 g/L a concentração normal, após a ingestão dos 100 g de açúcar, será 2,65 g/L.

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} \cdot \dfrac{C}{M_1} = \dfrac{2{,}65\,g/L}{180\,g/mol} = 1{,}5 \cdot 10^{-2}\ mol/L$

37. a

$\tau = \dfrac{m_1}{m} = \dfrac{m_1}{m_1 + m_2} = \dfrac{210\,g}{210\,g + 1000\,g} = 0{,}174$

$Porcentagem = \tau \cdot 100\% = 0{,}174 \cdot 100\% = 17{,}4\%$

$n_1 = \dfrac{m_1}{M_1} = \dfrac{210\,g}{60\,g \cdot mol^{-1}} = 3{,}5\,mol$ de ureia

$d = \dfrac{m}{V} \Rightarrow V = \dfrac{m}{d} = \dfrac{210 + 1000}{1{,}05} = 1152\,mL = 1{,}152\,L$

$\mathcal{M} = \dfrac{n}{V} = \dfrac{3{,}5}{1152} = 3{,}04\,mol \cdot L^{-1}$

38. b

Concentração em mol/L do hidróxido de alumínio:

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \dfrac{C}{M_1} = \dfrac{3{,}9\,g \cdot L^{-1}}{78\,g \cdot mol^{-1}} = 0{,}05\,mol \cdot L^{-1}$

Concentração dos íons hidroxila:

$A\ell(OH)_3$ —— $A\ell^{3+} + 3\,OH^{-1}$

1 mol —— 3 mol

0,05 mol —— x

$x = \dfrac{0{,}05\,mol/L \cdot 3\,mol}{1\,mol} = 0{,}15 = 1{,}5 \cdot 10^{-1}\,mol/L$

39. d

Teremos:

1 – Potássio $(K^+) = 35{,}3$ mmol

$[K^+] = 35{,}3\,\dfrac{(mmol)}{L} = 35{,}3\,\dfrac{(10^{-3} \cdot 39\,g)}{L} = 1376\,\dfrac{mg}{L}$

2 – Sódio (Na^+)

$Na = 23\,g \cdot mol$

$[Na^+] = 25{,}2\,\dfrac{(mmol)}{L} = 25{,}2\,\dfrac{(10^{-3} \cdot 23\,g)}{L} = 579{,}6\,mg/L$

3 – Cálcio $(Ca^{2+}) = \dfrac{30{,}1\,mmol}{L}$

$Ca = 40\,g \cdot mol^{-1}$

$[Ca^{2+}] = 30{,}1\,\dfrac{(mmol)}{L} = 30{,}1\,\dfrac{(10^{-3} \cdot 40\,g)}{L} = 1204\,mg/L$

$579{,}6\,mg/L < 1204\,mg/L < 1376\,mg/L$

$2 < 3 < 1$

40.

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \dfrac{C}{M_1} = 0{,}68\,mol \cdot L^{-1}$

41. c

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \dfrac{C}{M_1} = \dfrac{10\,g \cdot L^{-1}}{250\,g \cdot mol^{-1}} = 0{,}04\,mol \cdot L^{-1}$

42.

I. Falsa. Intensidade da cor 0,2 corresponde a 0,5 g de glicose em 100 mL de urina.

$C = \dfrac{0{,}5\,g}{0{,}1\,L} = 5\,g/L$

II. Verdadeira.

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \Rightarrow \mathcal{M} = \dfrac{C}{M_1} = \dfrac{5\,g \cdot L^{-1}}{180\,g \cdot mol^{-1}} = 0{,}028\,mol \cdot L^{-1}$

III. Falsa. A intensidade da cor aumenta (reta crescente).

IV. Falsa. A intensidade da cor é diretamente proporcional à concentração de glicose.

V. Falsa. A glicose é uma molécula polar e muito solúvel em água.

43.

I. Verdadeira.

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{20\ g}{40\ g \cdot mol^{-1}} = 0,5\ mol\ de\ NaOH$$

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0,5\ mol}{0,5\ L} = 1\ mol/L$$

II. Verdadeira.

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,04\ g \cdot mL^{-1} \cdot 500\ mL = 520\ g\ de\ solução$$

$$m = m_1 + m_2 \Rightarrow m_2 = m - m_1 = 520\ g - 20\ g = 500\ g\ de\ H_2O$$

III. Falsa.

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0,5\ mol}{1\ L} = 0,5\ mol/L\ de\ sacarose$$

IV. Falsa.

$$n_{NaOH} = 0,5\ mol$$

$$n_{H_2O} = \frac{m}{M} = \frac{500\ g}{18\ g \cdot mol^{-1}} = 27,8\ mol\ de\ H_2O$$

Como as substâncias têm quantidades em mol diferentes, possuem diferentes frações molares.

V. Verdadeira.

520 g —— 100% (solução)

20 g —— x (NaOH)

$$x = \frac{20\ g \cdot 100\%}{520\ g} = 3,8\%$$

44. d

Volume de ar:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{5 \cdot 10^{10}\ g}{1,25\ g \cdot L^{-1}} = 4 \cdot 10^{10}\ L\ de\ ar$$

Concentração em mol/L:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0,016\ mol}{4 \cdot 10^{10} \cdot L} = 4 \cdot 10^{-13}\ mol \cdot L^{-1}$$

45. b

Em 1 L de solução (equivalente a 1 000 g de solução):

0,2222 g de $CaC\ell$ —— 100 g de solução

x —— 1 000 g de solução

$$x = \frac{0,2222\ g \cdot 1\,000\ g}{100\ g} = 2,222\ mol\ de\ CaC\ell_2$$

Quantidade em mol:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,222\ g}{111\ g \cdot mol^{-1}} = 0,2\ mol\ de\ CaC\ell_2$$

Para os ânions $C\ell^-$:

$$CaC\ell_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ C\ell^-$$

1 mol —— 2 mol

0,02 mol —— y

$$y = \frac{0,02\ mol \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 0,04\ mol\ de\ C\ell^-$$

Tem-se 0,04 mol de $C\ell^-$ em 1 L de solução; logo, a concentração em mol/L é 0,04 mol/L.

46. a

Se em 1 L da solução tem-se 1 mol de H_2O_2 e 50% dessa quantidade reagiu, houve a decomposição de 0,5 mol de H_2O_2.

$$2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$$

2 mol —— 1 mol

2 mol —— 1·(32 g)

0,5 mol —— x

$$x = \frac{0,5\ mol \cdot 32\ g}{2\ mol} = 8\ g\ de\ O_2$$

47.

a) A substância presente no sangue que promove a rápida decomposição da água oxigenada é uma enzima chamada catalase, uma proteína. A catalase diminui a energia de ativação da reação de decomposição da água oxigenada.

$$H_2O_2\,(aq) \rightarrow H_2\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)$$

34 g —— $\frac{1}{2}$ mol

m —— 0,444 mol

m = 30,192 g = 30 g

b) Informação do enunciado: 1 kg de água oxigenada 10 volumes.

1 kg = 1 000 g

1 000 g —— 100%

30 g —— P

P = 3%

48. c

Água oxigenada 20 V ⇒ 1 L de solução produz 20 L de O_2 nas CNTP:

1 mol de O_2 —— 22,4 L

x —— 20 L

$$x = \frac{20\ L \cdot 1\ mol}{22,4\ L} = 0,89\ mol\ de\ O_2$$

49. $PV = nRT$

$1 \cdot 22,4 = n \cdot 0,082 \cdot 298$

$n = \frac{1 \cdot 24,4}{0,082 \cdot 298} \Rightarrow n = \frac{24,4}{24,4} = 1\,mol\ O_2$

$H_2O_2\ (aq) \rightarrow H_2O\ (\ell) + \frac{1}{2} O_2\ (g)$

1 mol —— 0,5 mol

x —— 1 mol

$x = 2\ mol\ H_2O_2$

50.

Em 30 g de solução $\begin{cases} \left(\frac{1}{3}\right) \Rightarrow 10\ g\ de\ ureia \\ \left(\frac{2}{3}\right) \Rightarrow 20\ g\ de\ H_2O \end{cases}$

$n_{ureia} = \frac{m}{M} = \frac{10\ g}{60\ g \cdot mol^{-1}} = 0,167\ mol\ de\ ureia$

$n_{H_2O} = \frac{m}{M} = \frac{20\ g}{18\ g \cdot mol^{-1}} = 1,11\ mol\ de\ H_2O$

$x_{ureia} = \frac{n_1}{n} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,167\ mol}{(0,167 + 1,11)\ mol} = 0,13$

51.

Em 100 g de solução $\begin{cases} (28\%) \Rightarrow 28\ g\ de\ NaOH \\ (72\%) \Rightarrow 72\ g\ de\ H_2O \end{cases}$

$n_{NaOH} = \frac{m}{M} = \frac{28\ g}{40\ g \cdot mol^{-1}} = 0,7\ mol\ de\ NaOH$

$n_{H_2O} = \frac{m}{M} = \frac{72\ g}{18\ g \cdot mol^{-1}} = 4\ mol\ de\ H_2O$

$x_{NaOH} = \frac{0,7\ mol}{(0,7 + 4)\ mol} = 0,15$

52.

Em 100 mol de solução $\begin{cases} 20\ mol\ de\ LiOH \\ 80\ mol\ de\ H_2O \end{cases}$

$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$

$\left.\begin{array}{l} m_{LiOH} = 20\ mol \cdot 24\ g \cdot mol^{-1} = 480\ g\ de\ LiOH \\ M_{H_2O} = 80\ mol \cdot 18\ g \cdot mol^{-1} = 1\,440\ g\ de\ H_2O \end{array}\right\} 1\,920\ g\ de\ solução$

Volume de solução:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1\,920\ g}{1,2\ g \cdot cm^{-3}} = 1\,600\ cm^3 = 1,6\ L$

Tem-se 20 mol de LiOH em 1,6 L de solução:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{20\ mol}{1,6\ L} = 12,5\ mol/L$

53.

Em 100 mol de solução $\begin{cases} 15\ mol\ de\ NaF \\ 85\ mol\ de\ H_2O \end{cases}$

$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$

$\left.\begin{array}{l} m_{NaF} = 15\ mol \cdot 42\ g \cdot mol^{-1} = 630\ g\ de\ NaF \\ M_{H_2O} = 80\ mol \cdot 18\ g \cdot mol^{-1} = 1\,530\ g\ de\ H_2O \end{array}\right\} 2\,160\ g\ de\ solução$

Volume de solução:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{2\,160\ g}{1250\ \frac{g}{L}} = 1,73\ L$

Tem-se 630 g de NaF dissolvidos em 1,73 L de solução:

$C = \frac{m}{V} = \frac{630\ mol}{1,73\ L} = 364,2\ g/mol$

54. e

$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{39,2\ g}{98\ g \cdot mol^{-1}} = 0,4\ mol\ de\ H_2SO_4$

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0,4\ mol}{0,22\ L} = 1,8\ mol/L$

Considerando que 200 mL de água correspondem a 200 g de água:

$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{0,4\ mol}{0,2\ kg} = 2\ molal$

Em 100 mol de solução $\begin{cases} 60\ g\ de\ MgSO_4 \\ 40\ g\ de\ H_2O \end{cases}$

55.

$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{60\ g}{120\ g \cdot mol^{-1}} = 0,5\ mol\ de\ MgSO_4$

$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{0,5\ mol}{40 \cdot 10^{-3}\ kg} = 12,5\ molal$

56.

I. Correta

$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{254,0\ g}{254\ g \cdot mol^{-1}} = 1\,mol\ de\ I_2$

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{1\,mol}{1,054\ L} = 0,95\ mol/L$

$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1\,mol}{1\,kg} = 1\,molal$

II. Correta

$\mathcal{M} = 0,95\ mol/L$

Massa de álcool: 1,0 L = 800 g = 0,8 kg

$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1\,mol}{0,8\ kg} = 1,25\ molal$

III. Correta

$\mathcal{M} = 0,95\ mol/L$

Massa de clorofórmio: 1,0 L = 1 500 g = 1,5 kg

$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1\,mol}{1,5\ kg} = \frac{2}{3}\ molal$

IV. Correta

$\mathcal{M} = 0,95\ mol/L$

Massa de solvente: 1,0 L = 1 254 g = 1,054 kg

$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1\,mol}{1,054\ kg} = 0,95\ molal$

CAPÍTULO 3

p. 62 Exercícios fundamentais

1. Sódio: Na; Potássio: K

Pertencem à família 1 (metais alcalinos) da tabela periódica.

2. Glicose: $x = 6 \Rightarrow C_6(H_2O)$ ou $C_6H_{12}O_6$

3. Na^+

Os metais alcalinos, muito reativos, não são encontrados na forma eletricamente neutra na natureza.

4. K^+

Os metais alcalinos são muito reativos e não são encontrados na forma eletricamente neutra na natureza.

Como possuem 1 elétron na última camada, átomos de potássio adquirem estabilidade transformando-se em cátions monovalentes.

5. $C\ell^-$

O ânion cloreto é o $C\ell^-$.

6. 100 mL de solução —— $45 \cdot 10^{-3}$ g de Na^+

1 mL —— x

$$x = \frac{1\,mL \cdot 45 \cdot 10^{-3}}{100\,mL}\,g = 4{,}5 \cdot 10^{-4}\ g\ de\ Na^+$$

7. 100 mL de solução —— $12 \cdot 10^{-3}$ g de K^+

500 mL —— x

$$x = \frac{500\,mL \cdot 12 \cdot 10^{-3}}{100\,mL}\,g = 60 \cdot 10^{-3}\,g = 6 \cdot 10^{-2}\ g\ de\ K^+$$

8. $C = \frac{m_1}{V} = \frac{12{,}0\,mg}{100\,mL} = 0{,}12\,mg/mL$

9. $C = \frac{m_1}{V} = \frac{42 \cdot 10^{-3}\,g}{0{,}1\,L} = 4{,}2 \cdot 10^{-1}\,g/L$

10. Como foi adicionada apenas água, as massas de Na^+, K^+ e $C\ell^-$ continuam as mesmas, 45,0 mg, 12,0 mg e 42,0 mg, respectivamente. A adição de água provoca apenas uma alteração na concentração.

11. $Na^+: C = \frac{m_1}{V} = \frac{45 \cdot 10^{-3}\,g}{1\,L} = 4{,}5 \cdot 10^{-2}\,g/L$

$K^+: C = \frac{m_1}{V} = \frac{12 \cdot 10^{-3}\,g}{1\,L} = 1{,}2 \cdot 10^{-2}\,g/L$

$C\ell^-: C = \frac{m_1}{V} = \frac{42 \cdot 10^{-3}\,g}{1\,L} = 4{,}2 \cdot 10^{-2}\,g/L$

12.

I.

a) Aumentou 300 mL (de 200 mL para 500 mL).

b) Aumentou em função da adição de água.

c) Permanece a mesma.

d) Aumentou.

e) Permanece o mesmo.

II.

Antes: $\frac{4\ partículas\ do\ soluto}{0{,}2\,L} = 20\ \frac{partículas\ do\ soluto}{L}$

Depois: $\frac{4\ partículas\ do\ soluto}{0{,}5\,L} = 8\ \frac{partículas\ do\ soluto}{L}$

13. c

$C_1 = 20\,g/L;\ C_2 = ?$

$V_1 = 100\,mL;\ V_2 = 500\,mL$

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \Rightarrow 20\,g \cdot L^{-1} \cdot 100\,mL = C_2 \cdot 500\,mL$

$$C_2 = \frac{20\,g \cdot L^{-1} \cdot 100\,mL}{500\,mL} = 4\,g \cdot L^{-1}$$

14. b

$\mathcal{M}_1 = 0{,}1\,mol \cdot L^{-1}$

$V_1 = 10\,mL$

$\mathcal{M}_2 = ?$

$V_2 = 20\,mL + 80\,mL = 100\,mL$

Na dedução, a quantidade de soluto permanece constante.

$$\mathcal{M}_1 \cdot V_1 = \mathcal{M}_1 \cdot V_2 \Rightarrow \mathcal{M}_2 = \frac{\mathcal{M}_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0{,}1 \cdot L^{-1} \cdot 20\,mL}{100\,mL} = 0{,}02\,mol \cdot L^{-1}$$

p. 63 Testando seu conhecimento

1.

I.

A solução 2.

Se a concentração caiu para metade do valor inicial, é porque o volume da solução foi duplicado, situação que mais se aproxima do recipiente 2.

II.

A solução 3.

Se a concentração caiu para $\frac{1}{4}$ do valor inicial, é porque o volume da solução foi aumentado em 4 vezes, situação representada pelo recipiente 3.

2. A massa de sal contida durante o processo de evaporação é constante e igual a 3 g. A concentração em mol/L se altera devido à mudança no volume da solução.

3. $C_1 = 10^3\ mg/L;\ C_2 = 5{,}0\ mg/L$

$V_1 = ?;\ V_2 = 500\,mL$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$$V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1} = \frac{5\,mg \cdot L^{-1} \cdot 500\,mL}{10^3\,mg \cdot L^{-1}} = 2{,}5\,mL\ da\ solução\ padrão.$$

4.

Antes da diluição:

$C = \frac{m_1}{V} = \frac{8,0\ g}{0,1\ L} = 80\ g/L$ de fosfato

$C = 80\ g \cdot L^{-1}$; $C' = ?$

$V = 5,0\ L$; $V' = 100\ L$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$C \cdot V = C' \cdot V'$

$C' = \frac{80\ g \cdot L^{-1} \cdot 5,0\ L}{100\ L} = 4\ g \cdot L^{-1}$

5. d

Conforme as instruções do rótulo, deve-se misturar 1 parte do suco com 5 partes de água.

$V = 300$ mL de suco concentrado

$V' = 300$ mL de suco concentrado + 1 500 mL de açúcar = = 1 800 mL de suco diluído

6.

$C = 10\ g/L$; $C' = ?$

$V = 200\ mL = 0,2\ L$; $V' = 5,0\ L$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$C \cdot V = C' \cdot V'$

$C' = \frac{C \cdot V}{V'} = \frac{10\ g/L \cdot 0,2\ L}{5,0\ L} = 0,4\ g/L$

7.

$C = 25\ g/L$; $C' = 10\ g/L$

$V = ?$; $V' = 125\ mL$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$C \cdot V = C' \cdot V'$

$C' = \frac{C' \cdot V'}{C} = \frac{10\ g/L \cdot 125\ mL}{25\ g/L} = 50\ mL$

8. c

$\mathcal{M} = 5\ mol/L$; $\mathcal{M}' = 1\ mol/L$

$V = ?$; $V' = 200\ mL$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$V = \frac{\mathcal{M}' \cdot V'}{\mathcal{M}'} = \frac{1\ mol/L \cdot 200\ mL}{5\ mol} = 40\ mL$

9.

$\mathcal{M} = 0,4\ mol \cdot L^{-1}$; $\mathcal{M}' = 0,04\ mol \cdot L^{-1}$

$V = 100\ mL$; $V' = ?$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$V' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{\mathcal{M}'} = \frac{0,4\ mol \cdot L^{-1} \cdot 100\ mL}{0,04\ mol \cdot L^{-1}} = 1\,000\ mL$

$V' = V + V_{H_2O}$

$V_{H_2O} = V' - V = 1\,000\ mL - 100\ mL = 900\ mL$ de H_2O

10. b

No suco:

$n_1 = \frac{m_1}{\mathcal{M}_1} = \frac{3,42\ g}{342\ g \cdot mol^{-1}} = 0,01\ mol$ de sacarose

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0,001\ mol}{0,2\ L} = 0,05\ \frac{mol}{L}$

No refresco:

$C = \frac{M_1}{V} = \frac{3,42\ g}{0,2\ g \cdot mol^{-1}} = 17,1\ \frac{g}{L}$

$V = 200\ mL$

$C' = ?$

$V = 200\ mL + 800\ mL = 1\,000\ mL$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$C \cdot V = C' \cdot V'$

$C' = \frac{C \cdot V}{V'} = \frac{17,1\ g \cdot L^{-1} \cdot 200\ mL}{1\,000\ mL} = 3,42\ \frac{g}{L}$

11.

a) H_2SO_4: ácido sulfúrico

HCℓ: ácido clorídrico

H_3PO_4: ácido fosfórico

b) Para reparar a solução inicial, podemos dissolver 98 g (1 mol) de H_2SO_4 concentrado em certo volume de água (a água deve ser adicionada antes). Após a homogeneização, completar o volume para 1 L.

$\mathcal{M} = 1,0\ mol \cdot 1\ L$; $\mathcal{M}' = 0,025\ mol/L$

$V = ?$; $V' = 200\ mL$

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$V' = \frac{\mathcal{M}' \cdot V'}{\mathcal{M}} = \frac{0,025\ mol/L \cdot 200\ mL}{1\ mol} = 5\ mL$

Da solução inicial, retiram-se 5 mL da solução e adiciona-se água até que o volume seja completado para 200 mL.

p. 65 Aprofundando seu conhecimento

1. c

$C = \frac{m_1}{V} = \frac{10 \cdot 10^3\ mg}{1\ L} = 10 \cdot 10^3\ \frac{mg}{L}$

Na diluição, a massa do soluto permanece a mesma. O açúcar é uma substância molecular que cria soluções eletrolíticas.

2. a

Experimento I:

$\mathcal{M} = 0,3\ mol/L$; $\mathcal{M}' = ?$

$V = 200\ mL$; $V' = 300\ mL$

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$\mathcal{M}' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{V'} = \frac{0,3\ mol/L \cdot 200\ mL}{300\ mL} = 0,2\ mol/L$

Experimento II:

$\mathcal{M} = 0,3 \text{ mol/L}$; $\mathcal{M}' = ?$

$V = 200 \text{ mL}$; $V' = 200 \text{ mL}$

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$$\mathcal{M}' = \frac{\mathcal{M}' \cdot V}{V'} = \frac{0,3 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ mL}}{200 \text{ mL}} = 0,3 \text{ mol/L}$$

Experimento III:

$\mathcal{M} = 0,3 \text{ mol/L}$; $\mathcal{M}' = ?$

$V = 100 \text{ mL}$; $V' = 200 \text{ mL}$

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$$\mathcal{M}' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{V'} = \frac{0,3 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,15 \text{ mol/L}$$

3.

a)

No soro, temos:

0,9 g de soluto —— 100 g de solução

0,9 g de soluto —— 100 mL de solução $\Rightarrow C = \frac{0,9 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = \frac{9 \text{ g}}{\text{L}}$

$$\mathcal{M} = \frac{C}{M} = \frac{9 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol} \cdot \text{L}} \cong 0,154 \text{ mol/L}$$

b)

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$9 \cdot V_1 = 27 \cdot 1 \text{ L}$

$V_1 = 3 \text{ L}$

Podem ser separados 3 L de soro.

4. c

$\tau = 0,10$; $\tau' = 0,05$

$m = m$

$m' = ?$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$\tau \cdot m = \tau' \cdot m'$

$$m' = \frac{\tau \cdot m}{\tau'} = \frac{0,10 \cdot m}{0,05} = 2m$$

A massa da solução final é duas vezes maior que a massa da solução inicial.

100 g da solução inicial $\begin{cases} 5 \text{ g de soluto} \\ 95 \text{ g de } H_2O \end{cases}$

200 g da solução final $\begin{cases} 5 \text{ g de soluto} \\ 195 \text{ g de } H_2O \end{cases}$

$$\frac{m_{H_2O} \text{ conc}}{m_{H_2O} \text{ dil}} = \frac{95 \text{ g}}{195 \text{ g}} \cong \frac{9}{19}$$

5. c

Álcool 80%

Em 1,00 L → 0,80 L e 20 L de água

Álcool 50% → 0,80 L e 0,80 L de água (volume de álcool e água são iguais)

A partir de 1 L de álcool hidratado 80% v/v, adicionam-se 600 mL de água, assim, passa-se a ter 800 mL de água, resultando em 1,6 L de álcool 50% v/v.

6. d

Para obter a solução aquosa de NaCℓ de concentração molar 0,15 mol · L^{-1}, a partir de uma solução aquosa de NaCℓ, de concentração 0,50 mol · L^{-1}, deve-se fazer uma diluição.

$\text{Diluição}: n_{1 \text{ antes}} = n_{1 \text{ depois}}'$

$MV_{\text{antes}} = MV'_{\text{depois}}$

$0,50 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot V = 0,15 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot 250 \text{ mL} \Rightarrow$

$$\Rightarrow V = \frac{0,15 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot 250 \text{ mL}}{0,50 \text{ mol} \cdot L^{-1}} \Rightarrow V = 75 \text{ mL}$$

7. d

As moléculas deste fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60%, em volume, do sangue, sendo que o volume sanguíneo total é de 5,0 L.

5,0 L —— 100%

V_{sangue} —— 60%

$V_{\text{sangue}} = 3,0 \text{ L}$

Concentrações plasmáticas superiores a 4,0 mg/L podem desencadear hemorragias. A varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de 3,0 mg/mL, então:

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \Rightarrow m_{\text{soluto}} = C \cdot V$$

$m_{\text{varfarina}}(\text{medicamento}) = m_{\text{varfarina}}(\text{sangue})$

$C_{\text{medicamento}} \cdot V_{\text{solução}} = C_{(\text{no sangue})} \cdot V_{(\text{sangue})}$

$3,0 \frac{\text{mg}}{\text{mL}} \cdot V_{\text{solução}} = 4,0 \text{ mg/L} \cdot 3,0 \text{ L}$

$3,0 \text{ mg/mL} \cdot V_{\text{solução}} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mg/mL} \cdot 3,0 \text{ L}$

$V_{\text{solução}} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 4,0 \text{ mL}$

8. b

Cálculo da concentração inicial da solução:

1 mol de N_2SO_4 —— 142 g

n —— 7,1 g

$n = 0,05 \text{ mol de } N_2SO_4$

0,05 mol de N_2SO_4 —— 200 mL

n —— 1 000 mL

$n = 0,25 \text{ mol de } N_2SO_4$ em 1 L de solução $= 0,25 \text{ mol/L}$

Ao adicionar mais água à solução, ocorrerá uma diluição, ou seja, a concentração final diminuirá de forma inversamente proporcional ao volume final da solução. Aplica-se a expressão matemática abaixo, considerando que a concentração final é 0,2 mol/L.

$C_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}} \Rightarrow 0,25 \cdot 0,2 = 0,2(V + 0,2) \Rightarrow$

$$\Rightarrow 0,05 = 0,2 \cdot V + 0,04 \Rightarrow 0,01 = 0,2 \text{ V} \Rightarrow V = \frac{0,01}{0,2} = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ mL}$$

9.

a)

$C = 25\ g/L$, $V = ?$ } água do mar

$C' = 10\ g/L$, $V' = (V + 300)\ L$ } soro fisiológico

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante:

$C \cdot V = C' \cdot V' \Rightarrow C \cdot V = C'(V + 300)$

$25 \cdot V = 10(V + 300) \Rightarrow 15\ V = 3000$

$V = 200\ L$

$V'_{soro} = 200\ L + 300\ L = 500\ L$

b) $\frac{500\ L}{50\ pessoas} = 10\ L$ de soro fisiológico por pessoa.

$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V = 10\ g \cdot L^{-1} \cdot 10\ L = 100\ g$ de $NaC\ell$

c) Quando ocorre a evaporação da água do mar, apenas a água evapora, ficando os sais dissolvidos no mar.

10. c

Enquanto o medicamento não for diluído em água, qualquer quantidade dele apresentará a mesma concentração.

11. b

Antes do uso, temos 100 g do herbicida em 2 L de água. Usando a metade do volume da solução, resta 1 litro de água com 50 g do herbicida dissolvidos.

$C = \frac{50\ g}{1\ L} = 50\ g/L$, $V = 1\ L$ } atual

$C' = \frac{500\ g}{5\ L} = 100\ g/L$, $V' = 1\ L$ } indicado

Para que a concentração aumente de 50 g/L para 100 g/L, basta adicionar, ao 1 L da solução, mais 50 g de herbicida.

12. e

Diluir na proporção de 1 : 100 indica dissolver o 1 L da solução de ácido muriático em 100 L de água, totalizando 101 L de solução diluída.

Na diluição, a quantidade de soluto não se altera.

$\mathcal{M}' = 8\ mol/L$

$\mathcal{M}' = ?$

$V = 1{,}0\ L$

$V' = 101\ L$

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$\mathcal{M}' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{V'} = \frac{2\ mol/L \cdot 1{,}0\ L}{101\ L} = 0{,}02\ mol/L$

$C = \mathcal{M} \cdot M_1 = 0{,}02\ mol/L \cdot 36{,}5\ g/mol = 0{,}73\ g/L$

13. b

Massa de cianeto na água poluída: em 1 L tem-se 0,0012 mol de CN^-.

$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M = 0{,}0012\ mol \cdot 26\ g \cdot mol^{-1} =$

$= 0{,}0312\ g = 31{,}2\ mg$ de CN^-

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante:

$C = 31{,}2\ g/L$; $C' = 0{,}01\ mg/L$

$V = V$; $V' = ?$

$C \cdot V = C' \cdot V'$

$V' = \frac{C \cdot V}{C'} = \frac{31{,}2\ mg/L \cdot V}{0{,}01\ mg/L} = 3\ 120\ V$

O volume final é 3 120 vezes maior que o volume inicial.

14. e

$\mathcal{M} = 1\ mol/L$; $\mathcal{M}' = ?$

$V = V$; $v' = 2\ V$

Na diluição, a quantidade de soluto não se altera.

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$\mathcal{M}' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{V'} = \frac{1\ mol/L \cdot V}{2\ V} = 0{,}5\ mol/L$

Para o íon Na^+:

$Na_2SO_4 \rightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$

$1\ mol$ —— $2\ mol$

$0{,}5\ mol/L$ —— x

$x = \frac{0{,}5\ mol/L \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 1\ mol/L$ de íons Na^+

15. b

$\mathcal{M} = 2{,}0\ mol/L$; $\mathcal{M}' = ?$

$V = 50\ mL$; $V' = 1\ 000\ mL$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante:

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$\mathcal{M}' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{V'} = \frac{2{,}0\ mol/L \cdot 50\ mL}{1\ 000\ mL} = 0{,}1\ mol/L$

Para os íons cloreto:

$MgC\ell_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2\ C\ell^-$

$1\ mol$ —— $2\ mol$

$0{,}1\ mol/L$ —— x

$x = \frac{0{,}1\ mol/L \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 0{,}2\ mol/L$

16.

01. Correto.
$C = \mathcal{M} \cdot M_1 = 0{,}1\ mol/L \cdot 342\ g \cdot mol^{-1} = 34{,}2\ g/L$
Em 1 L da solução, têm-se 34,2 g de $A\ell_2(SO_4)_3$.

02. Incorreto. Em 1 L da solução, tem-se 0,1 mol de $A\ell_2(SO_4)_3$.

04. Incorreto. O volume aumenta 10 vezes, portanto, a concentração diminui 10 vezes.

08. Incorreto. Alíquotas de uma mesma solução têm a mesma concentração.

16. Correto.

$A\ell_2(SO_4)_3 \rightarrow 2\ A\ell^{3+} + 3\ SO_4^{2-}$

1 mol —— 2 mol

0,1 mol —— x

$x = \frac{0,1\ mol/L \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 0,2\ mol/L$

Se $A\ell_2(SO_4)_3$ se dissociar completamente, a concentração dos íons $A\ell^{3+}$ será 0,2 mol/L.

Para 20% de dissociação:

0,2 mol —— 100%

y —— 20%

$y = 0,2\ mol/L \cdot \frac{20\%}{100\%} = 0,4\ mol/L$

17.

a) $\tau = 0,98$

$d = 1,8\ g/mL = 1\,800\ g/L$

$\tau \cdot d = \mathcal{M} \cdot M_1$

$M = \frac{\tau \cdot d}{M_1} - \frac{0,98 \cdot 1\,800\ g/L}{98\ g/L} = 18\ mol/L\ de\ H_2SO_4$

b) $\mathcal{M} = 18\ mol/L;\ \mathcal{M}' = ?$

$V = 50\ mL;\ V' = 250\ mL$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante:

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$\mathcal{M}' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{V'} = \frac{1,8\ mol/L \cdot 50\ mL}{250\ mL} = 3,6\ mol/L$

18.

a) $\tau = 0,37$

$\tau \cdot d = \mathcal{M} \cdot M_1$

$d = 1,8\ g/mL = 1\,800\ g/L$

$M = \frac{\tau \cdot d}{M_1} - \frac{0,37 \cdot 1\,800\ g/L}{36,46\ g/mol} = 12\ mol/L\ de\ HC\ell$

b) $\mathcal{M} = 12\ mol/L;\ \mathcal{M}' = 2\ mol$

$V = ?;\ V' = 1\ L$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante:

$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$

$V' = \frac{\mathcal{M} \cdot V}{V'} = \frac{2\ mol/L \cdot 1\ L}{12\ mol/L} = 0,17\ L\ de\ solução$

19. b

Considerando que a densidade das duas soluções é 1 kg/L:

$\left.\begin{matrix}\tau = 0,25\\ m = ?\end{matrix}\right\}$ solução A

$\left.\begin{matrix}\tau' = 0,075\\ m' = 10\ kg\ (10\ L)\end{matrix}\right\}$ solução final

$\tau \cdot m = \tau' \cdot m'$

$0,25 \cdot m = 0,075 \cdot 10$

$m = 3\ kg\ de\ A \Rightarrow 3\ L\ de\ A$

Para o volume de 10 L, são necessários 7 L de H_2O.

20. c

$Conc = 125\ volumes$

$Conc' = 10\ volumes$

$V = ?$

$V' = 100\ L$

$Conc \cdot V = Conc' \cdot V'$

$V = \frac{Conc' \cdot V'}{Conc} = \frac{10\ volumes \cdot 100\ L}{125\ volumes} = 0,8\ L$

21. b

$\left.\begin{matrix}\tau = 0,44\\ m = d \cdot V = 1\,500\ g \cdot L^{-1} \cdot xL\end{matrix}\right\}$ inicial

$\left.\begin{matrix}\tau = 0,12\\ m = d \cdot V = 1\,100\ g \cdot L^{-1} \cdot 80\ L = 88\,000\ g\end{matrix}\right\}$ após a diluição

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante:

$\tau = 0,44$

$0,44 \cdot (1\,500\ g \cdot L^{-1} \cdot xL) = 0,12 \cdot 88\,000\ g$

$x = \frac{0,12 \cdot 88\,000}{0,44 \cdot 1\,500} = 16\ L\ de\ solução$

Para completar 80 L de solução, são necessários 64 L de água.

22. d

Diferença entre dose fatal e intoxicação:

$0,0070\ g/mL - 0,0030\ g/mL = 0,0040\ g/mL\ de\ sangue$

Massa de $C_2H_5O_4$ no organismo:

$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V = 0,0040\ g/mL$

6 000 mL = 24 g de etanol no organismo

Volume de etanol:

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{24\ g}{0,80\ g/mL} = 30\ mL\ de\ etanol$

Volume de uísque:

30 mL —— 40% (etanol)

x —— 100% (uísque)

$x = 30\ mL\ \frac{100\%}{40\%} = 75\ mL\ de\ uísque$

CAPÍTULO 4

p. 73 Exercícios fundamentais

1. O suco II

I. 8 g de açúcar —— 200 mL

x —— 1 mL

$x = 0,04\ g/mL$

II. 16 g de açúcar —— 300 mL

x —— 1 mL

$x = 0,053\ g/mL$

2.

I. 0,04 g —— 1 mL

x —— 1 000 mL

x = 40 g/L

II. 0,053 —— 1 mL

x —— 1 000 mL

x = 53 g/L

3. $C = \frac{m_1 + m_2}{V_1 + V_2} = \frac{24}{0,5} = 48$ g/L

4.

a) $C = \frac{m_1}{V} = \frac{2}{0,1} = 20$ g/L

b) $C = \frac{m_1}{V} = \frac{10}{0,4} = 25$ g/L

c) $C_{CO(NH_2)_2} = \frac{m_1}{V} = \frac{2}{0,5} = 4$ g/L

$C_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{m_1}{V} = \frac{10}{0,5} = 20$ g/L

p. 74 Testando seu conhecimento

1.

I. 60 g —— 1 L

x —— 0,2 L

x = 12 g

II. 120 g —— 1 L

x —— 0,3 L

x = 36 g

V_T = 500 mL

$C_1 = \frac{m_1}{V} = \frac{48}{0,5} = 96$ g/L

2.

Solução I: $V_1 = x$

Solução II: $V_2 = 200 + x$

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$200 \cdot x + 100 \cdot 200 = 120 \cdot (200 + x)$

$200x + 20\,000 = 24\,000 + 120x$

$80x = 4\,000$

$x = 50$ mL $= 50 \cdot 10^{-2}$ L

3.

A: $C_1 + V_1 = C_2 \cdot V_2 = C_A \cdot V_A$

$24\,200 + 2,08 \cdot 1\,300 = C_A \cdot 1\,500$

$C_A = 5$ g/L

5 mg —— 1 L

m_1 —— 1,5 L

$m_1 = 7,5$ g

$C_f = \frac{m_f}{v_f} = \frac{7,5}{2,5} = 3$ g/L

4.

$1,5\,V_1 + 1 \cdot 0,6 = 1,2\,(0,6 + V_1) \Rightarrow V_1 = 4,0$ L

5. d

H_{ar}

0,2 mol —— 1 L

x —— 0,2 L

x = 0,04 mol H^+

0,04 mol Br^-

$HC\ell$

0,1 mol —— 1 L

x —— 0,3 L

x = 0,03 mol H^+

0,03 mol $C\ell^-$

$M_{Br^-} = \frac{n}{V} = \frac{0,04}{0,5} = 0,08$ mol/L

$M_{C\ell^-} = \frac{n}{V} = \frac{0,03}{0,5} = 0,06$ mol/L

$M_{H^+} = \frac{n}{V} = \frac{0,07}{0,5} = 0,14$ mol/L

6. c

Cloreto de sódio:

3,5 g —— 1 L

x —— 0,5 L

x = 1,75 g = 1 750 mg de $NaC\ell$

Sacarose:

11 g —— 1 L

x —— 0,5 L

y = 5,5 g = 550 mg de sacarose

p. 75 Aprofundando seu conhecimento

1. b

2,0 L de NaOH
40 g/L

1,0 L —— 40 g de NaOH
2,0 L —— x = 80 g de NaOH

3,0 L de KOH
60 g/L de NaOH

1,0 L —— 60 g de NaOH
3,0 L —— x = 180 g de KOH

80 g de NaOH

$\left\{ n = \frac{80\text{ g}}{40\text{ g/mol}} = 2\text{ mol de NaOH} \Rightarrow \frac{2\text{ mol}}{5,0\text{ L}} = 0,4\text{ mol/L de NaOH} \right.$

180 g de KOH

$\left\{ n = \frac{180\text{ g}}{56\text{ g/mol}} = 3,2\text{ mol de KOH} \Rightarrow \frac{3,2\text{ mol}}{5,0\text{ L}} = 0,64\text{ mol/L} \right.$

2. d

$$\begin{matrix}0,06\ L = 60\ mL\ de\ HC\ell \\ 2,0\ mol/L\end{matrix} \Rightarrow \begin{matrix}1,0\ L \text{ —— } 2,0\ mol\ de\ HC\ell \\ 0,06\ L \text{ —— } x = 0,12\ mol\ de\ HC\ell\end{matrix}$$

$$\begin{matrix}0,04\ L = 40\ mL\ de\ HC\ell \\ 4,5\ mol/L\end{matrix} \Rightarrow \begin{matrix}1,0\ L \text{ —— } 4,5\ mol\ de\ HC\ell \\ 0,04\ L \text{ —— } x = 0,18\ mol\ de\ HC\ell\end{matrix}$$

$$\left.\begin{matrix}0,1\ L = 100\ mL \\ 0,12\ mol\ de\ HC\ell \\ 0,18\ mol\ de\ HC\ell\end{matrix}\right\} \frac{0,30\ mol}{0,10\ L} = 3\ mol/L$$

1 mol de $HC\ell$ —— 36,5 g

3 mol de $HC\ell$ —— x

x = 109,5 g

C = 109,5 g/L

3.

a) Teremos:

1 000 mL da solução A —— 1,2 mol do soluto

200 mL da solução A —— n mol do soluto

n = 0,24 mol de soluto

b) Teremos:

$n_{(final)} = n_A + n_B$

$C_{(final)} \cdot V_{(final)} = C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B$

$C_{(final)} \cdot 400 = 1,2 \cdot 100 + 1,8 \cdot 300$

$C_{(final)} = 1,65\ mol/L$

4. d

Solução A $\begin{cases} 1,0\ mol/L \\ VL \end{cases}$

Solução B $\begin{cases} 2,0\ mol/L \\ VL \end{cases}$

$\mathcal{M}_A \cdot V_A + \mathcal{M}_B \cdot V_B = \mathcal{M}_C \cdot V_C$

$1,0 \cdot V + 2,0 \cdot Z = \mathcal{M}_C \cdot 2\ V$

$\mathcal{M}_C = 1,5\ mol/L$

$\mathcal{M}_C = 1,5\ mol/L + 0,2\ L\ de\ água \rightarrow \mathcal{M}_0 < 1,5\ mol/L$

5.

50 mL = 0,05 L + 300 mL = 0,3 L + água → 1,0 L

1 mol/L $NaC\ell$ = 30 g/L

1 mol de $NaC\ell$ = 58,5 g

58,5 g —— 1 L

x —— 0,05 L

x = 2,925 g $NaC\ell$

30 g de $NaC\ell$ —— 1 L

x —— 0,3 L

x = 9 g de $NaC\ell$

2,925 g + 9 g = 11,925 g

6. c

$KC\ell \begin{cases} 4,0\ mol/L \\ 150\ mL = 0,15\ L \end{cases}$

1 L —— 4 mol de $KC\ell$

0,15 —— x

0,6 mol de $KC\ell$ = 0,6 mol de K^+ + 0,6 mol de $C\ell^-$

$K_2SO_4 \begin{cases} 3,0\ mol/L \\ 350\ mL = 0,35\ L \end{cases}$

1 L —— 3 mol de K_2SO_4

0,35 L —— x

1,05 mol de K_2SO_4 = 0,6 mol de K^+ + 0,6 mol de SO_4^{2-}

Solução final:

$K^+ = 0,06\ mol + 2,1\ mol = 2,7\ mol$

$\frac{2,7\ mol\ K^+}{0,5\ L} = 5,4\ mol/L\ de\ K^+$

SO_4^{2-}:

$\frac{1,05\ mol\ SO_4^{2-}}{0,5\ L} = 2,1\ mol/L\ de\ SO_4^{2-}$

7. c

$$250\ mL = 0,25\ mL \\ 0,60\ mol/L\ KC\ell \begin{cases} 1,0\ L \text{ —— } 0,60\ mol\ KC\ell \\ 0,25\ L \text{ —— } x \\ x = 0,15\ mol\ de\ KC\ell \begin{cases} 0,15\ mol\ K^+ \\ 0,15\ mol\ C\ell^- \end{cases} \end{cases}$$

$$750\ mL = 0,75\ L \\ 0,20\ mol/L\ BaC\ell_2 \begin{cases} 1,0\ L \text{ —— } 0,20\ mol\ KC\ell \\ 0,75\ L \text{ —— } x \\ x = 0,15\ mol\ de\ BaC\ell_2 \begin{cases} 0,15\ mol\ Ba^+ \\ 0,15\ mol\ C\ell^- \end{cases} \end{cases}$$

Solução final = 1,0 L com 0,15 mol $C\ell^-$ + 0,30 mol $C\ell^-$

$\frac{0,45\ mol\ C\ell^-}{1,0\ L} = 0,45\ mol/L\ de\ C\ell^-$

8. e

100 mL = 0,1 L

$KC\ell = 0,1\ mol/L \Rightarrow 0,1\ mol/L \cdot 0,1\ L = \underbrace{0,01\ mol\ KC\ell}_{\substack{0,01\ mol\ K^+ \\ 0,01\ mol\ C\ell^-}}$

$MgC\ell_2 = 0,1\ mol/L \Rightarrow 0,1\ mol/L \cdot 0,1\ L = \underbrace{0,01\ mol\ MgC\ell_2}_{\substack{0,01\ mol\ Mg^{2+} \\ 0,01\ mol\ C\ell^-}}$

Concentração em mol/L: $\overset{K^+}{\frac{0,01\ mol}{0,2\ L}}, \quad \overset{Mg^{2+}}{\frac{0,01\ mol}{0,2\ L}}, \quad \overset{C\ell^-}{\frac{0,03\ mol}{0,2\ L}}$

9. a

Mistura de II e III.

II = m_1 = 6 g V = 300 mL

III = m_1 = 12 g V = 200 mL

18 g V = 500 mL = 0,5 L

$C = \frac{18\ g}{0,5\ L} = 36\ g/L$

$C_1 = \frac{m_1}{V} = \frac{4\ g}{0,1\ L} = 40\ g/L$

10. a

Densidade da esfera $d = \frac{m}{V} = \frac{0,3\ g}{0,5\ mL} = 0,6\ g/L$

Densidade da solução final = média ponderada das densidades

$$d_f = \frac{1,10\ g/L \cdot 50\% + 1,02\ \frac{g}{mL} \cdot 50\%}{100\%} \Rightarrow d_f = 1,06\ \frac{g}{mL}$$

Como a densidade da esfera é menor, ela flutuava (posição 1).

11. A mistura final possui a quantidade de soluto correspondente à soma das quantidades de soluto das duas soluções. O volume final corresponde à soma dos volumes das soluções, 100 mL.

$(\%\ A) \cdot V_A + (\%\ B) \cdot V_B = (\%) \cdot V$

$V_A + V_B = V = 100\ mL$

$(\%\ A) \cdot V_A + (\%\ B) \cdot V_B = (\%) \cdot (V_A + V_B)$

$V_A = 100\ mL - V_B$

$[1,5 \cdot (100 - V_B)] + (0,5 \cdot V_B) = 0,9 \cdot (100 - V_B + V_B)$

$150 - 1,5\ V_B + 0,5\ V_B = 90$

$-1\ V_B = -60\ mL$

$V_B = 60\ mL \Rightarrow V_A = 100\ mL - V_B \Rightarrow V_A = 40\ mL$

12. d

A mistura final possui a quantidade de soluto correspondente à soma das quantidades de soluto das duas soluções.

1ª solução: $\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,5\ mol/L \cdot 0,1\ L =$

$= 0,05\ mol$ de NaOH

2ª solução: $\tau = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = \tau \cdot m \Rightarrow$

$\Rightarrow m_1 = 0,4 \cdot 25\ g = 10\ g$ de NaOH

$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{10\ g}{40\ g/mol} = 0,25\ mol$ de NaOH

Volume da 1ª solução: 100 mL

Volume da 2ª solução: $d = \frac{m}{V} \Rightarrow$

$\Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{25\ g}{1,25\ g/mL} = 20\ mL$

Volume de água destilada: V_{H_2O}

Na solução final: $\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} \Rightarrow$

$\Rightarrow V = (0,1 + 0,02 + V_{H_2O})\ L = \frac{(0,05 + 0,25)\ mol}{0,25\ mol/L} \Rightarrow$

$\Rightarrow V_{H_2O} = 1,2\ L - 0,12\ L = 1,08\ L$ de água destilada

p. 81 Exercícios fundamentais

1. $HC\ell + KOH \rightarrow KC\ell + H_2O$

2. $n_{HC\ell} = 0,4\ mol/L = 0,4\ mol\ HC\ell$ —— 1,0 L

$n_{KOH} = 0,1\ mol/L = 0,1\ mol\ KOH$ —— 1,0 L

3. 1 $HC\ell$ + 1 KOH → $KC\ell + H_2O$

1 mol —— 1 mol

0,4 mol —— 0,1 mol

excesso de 0,3 mol de $HC\ell$

4. Solução ácida, devido ao excesso de $HC\ell$.

5. 1 KOH → 1 $KC\ell$

1 mol —— 1,0 mol

0,1 mol —— x

x = 0,1 mol

6. $\frac{0,1\ mol}{2,0\ L}\ KC\ell = 0,05\ mol/L\ KC\ell$

7. $Hbr + NaOH \rightarrow NaBr + H_2O$

8. $n_{HBr} = 0,5\ mol/L \cdot 0,2\ L = 0,1\ mol\ HBr$

$n_{NaOH} = 0,2\ mol/L \cdot 0,3\ L = 0,06\ mol\ NaOH$

9. 1 HBr + NaOH → NaBr + H_2O

1 mol —— 1 mol

0,1 mol —— 0,06

excesso de 0,04 mol

10. Solução ácida devido ao excesso de HBr.

11. NaOH → NaBr

1 mol —— 1,0 mol

0,06 mol —— x

x=0,06 mol

$\frac{0,06\ mol}{0,5\ L} = 0,12\ \frac{mol}{L}$

12. Excesso de HBr:

$\frac{0,04\ mol}{0,5\ L} = 0,8\ \frac{mol}{L}$

13. $n_{NaOH} = 0,25\ mol/L \cdot 0,40\ L = 0,10\ mol$ de NaOH

$n_{H_2SO_4} = 1,0\ \frac{mol}{L} \cdot 0,10\ L = 0,10\ mol$ de H_2SO_4

$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

1 mol —— 2 mol

0,1 mol —— 0,1 mol

excesso de 0,05 mol

Solução ácida, devido ao excesso de H_2SO_4.

14. Excesso de 0,05 mol de H_2SO_4.

15. $\frac{0,05\ mol}{0,5\ L} = 0,10\ \frac{mol}{L}$ de H_2SO_4

16. $2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4$

$2\ mol \text{ —— } 1\ mol$

$0,1\ mol \text{ —— } x$

$x = 0,05\ mol$

$\frac{0,05\ mol}{0,5\ L} = 0,1\ \frac{mol}{L}$ de Na_2SO_4

17. $\underbrace{H_3PO_4}_{1\ mol} + \underbrace{3\ KOH}_{3\ mol} \rightarrow KPO_4 + 3\ H_2O$

18. $n_{H_3PO_4} = 0,1\ mol/L \cdot 2,0\ L = 0,2\ mol$ de H_3PO_4

19. $n_{KOH} = 0,2\ mol/L \cdot 3,0\ L = 0,6\ mol$ de KOH

20. $H_3PO_4 + 3\ KOH \rightarrow 1K_3PO_4 + 3\ H_2O$

$1\ mol \text{ — } 3\ mol \text{ — } 1\ mol \text{ — } 3\ mol$

$0,2\ mol \text{ — } 0,6\ mol \text{ — } x$

$x = 0,2\ mol\ K_3PO_4$

21. $\frac{0,2\ mol}{5,0\ L} = 0,4\ \frac{mol}{L}\ K_3PO_4$

22. $AgNO_3\ (aq) + NaC\ell\ (aq) \rightarrow AgC\ell\ (s) + NaNO\ (aq)$

23.

$n_{AgNO_3} = 0,2\ mol/L \cdot 0,50\ L = 0,1\ mol$ de $AgNO_3$

$n_{NaC\ell} = 0,2\ mol/L \cdot 0,50\ L = 0,1\ mol$ de $NaC\ell$

$AgNO_3 + NaC\ell\ (aq) \rightarrow AgC\ell\ (s) + NaNO_3\ (aq)$

$1\ mol \text{ ——— } 1\ mol \text{ ——} 1\ mol \text{—} 1\ mol$

$0,1\ mol \text{ —— } 0,1\ mol \text{ —} 0,1\ mol \text{ —} 0,1\ mol$

Precipitado $AgC\ell\ (s) = 0,1\ mol$

24. Sal solúvel $NaNO_3\ (aq) = 0,1\ mol$

25. $0,1\ mol/L$ de $NaNO_3$

26. Início: $AgNO_3 \rightarrow Ag^+ + NO_3^-$

$1\ mol \text{ ——} 0,1\ mol$

$NO_3^- = \frac{0,1\ mol}{1\ L} = 0,1\ mol\ NO_3^-/L$

Final: $NaNO_3 \rightarrow Na^+ + NO_3^-$

$0,1\ mol \text{ —— } 0,1\ mol$

$NO_3^- = \frac{0,1mol}{1,0\ L} = 0,1\ mol\ NO_3^-/L$

A concentração do NO_3^- no final é menor.

p. 82 Testando seu conhecimento

1. c

I. Incorreto. O funil de separação é utilizado para separar dois líquidos imiscíveis.

II. Correto. O condensador é utilizado nos processos de destilação simples (para misturas homogêneas de sólidos e líquidos) e destilação fracionada (para misturas homogêneas de líquidos).

III. Incorreto. A filtração não separa as misturas homogêneas de sólidos e líquidos; o filtrado continuará azul.

IV. Correto. A bureta é utilizada na titulação, operação realizada para determinar a concentração das soluções.

2.

a) amarelo

b) verde

3.

$n_{HC\ell} = 0,30\ mol/L \cdot 25 \cdot 10^{-3}\ L = 7,5 \cdot 10^{-3}\ mol$ de $HC\ell$

Para neutralizar $7,5 \cdot 10^{-3}$ mol de $HC\ell$, serão necessários no mínimo $7,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH.

$1\ HC\ell + 1\ NaOH \rightarrow 1\ NaC\ell + 1\ H_2O$

$7,5 \cdot 10^{-3}\ mol \text{ —— } 7,5 \cdot 10^{-3}\ mol$

solução de $NaOH = 0,10\ mol \text{ —— } 1,0\ L$

$7,5 \cdot 10^{-3}\ mol \text{ —— } x$

$x = 7,5 \cdot 10^{-3} = 75\ mL$

4. d

$n_{H_2SO_4} = 0,20\ mol \cdot 20 \cdot 10^{-3}\ L = 4 \cdot 10^{-3}\ mol$ de H_2SO_4

$1\ H_2O + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

$1\ mol \text{ —— } 2\ mol$

$4 \cdot 10^3\ mol \text{ —— } x$

$x = 8 \cdot 10^{-3}\ mol$ de NaOH

solução de $NaOH = 0,6\ mol \text{ —— } 1,0\ L$

$8 \cdot 10^{-3}\ mol \text{ —— } x$

$x = 13,33 \cdot 10^{-3}\ L$

$x = 13,33\ mL$

5. c

$n_{KOH} = 1,0\ mol/L \cdot 0,2\ L = 0,2\ mol$ de KOH

$H_2SO_4 \text{ + } 2\ KOH$

$1\ mol \text{ ———— } 2\ mol$

$x \text{ ———— } 0,2\ mol$

$x = 0,1\ mol$ de H_2SO_4

Solução de $H_2SO_4 = 1\ mol \text{ —— } 1,0\ L$

$0,1\ mol \text{ —— } x$

$x = 0,10\ L$ de H_2SO_4

$x = 100\ mL$

6. c

$n_{HC\ell} = \frac{10 \cdot 10^{-1}\ mol}{1\ L} \cdot 0,1\ L = 1 \cdot 10^{-2}$ de $HC\ell$

$n_{Pb(NO_3)_2} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2}\ mol}{1\ L} \cdot 0,15\ L = 0,3 \cdot 10^{-2}\ mol$ de $Pb(NO_3)_2$

$Pb(NO_3)_2 + 2\ HC\ell \rightarrow PbC\ell_2 + 2\ HNO_3$

$1\ mol \text{ — } 2\ mol \text{ —— } 1\ mol$

$0,3 \cdot 10^{-2}\ mol \text{ — } \frac{1 \cdot 10^{-2}\ mol}{excesso}\ x$

$x = 0,3 \cdot 10^{-2}\ mol$ de $PbC\ell_2$

1 mol $PbC\ell_2$ —— 278 g

$0,3 \cdot 10^{-2}$ mol —— x

x = 0,834 g de $PbC\ell_2$

7.

a) $n_{H_2SO_4} = 0,2\ mol/L \cdot 0,1\ L = 0,02\ mol\ de\ H_2SO_4$

$n_{KOH} = 0,4\ mol/L \cdot 0,1\ L = 0,04\ mol\ de\ KOH$

$1\,H_2O + 2\,KOH \rightarrow 1\,K_2SO_4 + 2\,H_2O$

1 mol —— 2 mol —— 1 mol

0,02 mol —— 0,04 mol — x

$x = 0,02\ mol\ de\ K_2SO_4$

b) 1 mol de N_2SO_4 —— 142 g

x —— 10,65 g

$x = 0,075\ mol\ de\ Na_2SO_4$

$\frac{0,075\ mol}{0,5\ L} = 0,15\ mol/L\ de\ Na_2SO_4$

8.

a) 4 g de $NaOH \Rightarrow n_{NaOH} = \frac{4\ g}{40\ g/mol} = 0,1\ mol$

$\frac{0,1\ mol}{0,25\ L} = 0,4\ mol/L\ NaOH$

b) $n_{Pb(NO_3)_2} = 0,05\ mol/L \cdot 0,1\ L = 0,005\ mol\ de\ Pb(NO_3)_2$

c) $Pb(NO_3)_2 + 2\,NaOH \rightarrow Pb(OH)_2 + 2\,NaNO_3$

1 mol — 2 mol

$\underbrace{0,005\ mol}_{\text{reagente limitante}}$ — $\underbrace{0,1\ mol}_{\text{excesso}}$

d) $Pb(NO_3)_2$ —— $Pb(OH)_2$

1 mol —— 1 mol

0,005 mol —— x

$x = 0,005\ mol\ de\ Pb(OH)_2$

1 mol de $Pb(OH)_2$ —— 241 g

$5 \cdot 10^{-3}$ —— x

$x = 1,205\ g\ de\ Pb(OH)_2$

9. c

Teremos:

16 mL de uma solução aquosa de KOH 0,30 mol · L^{-1}.

0,30 mol de KOH —— 1000 mL

n mol de KOH —— 16 mL

$n_{KOH} = 4,8 \cdot 10^{-3}$ mol

$1\,H_2SO_4 + 2\,KOH \rightarrow 2\,H_2O + K_2SO_4$

1 mol —— 2 mol

$n_{KOH} = 2 \cdot n_{H_2SO_4} \Rightarrow n_{H_2SO_4} = \frac{n_{KOH}}{2}$

$n_{KOH} = 4,8 \cdot 10^{-3}\ mol \Rightarrow n_{H_2SO_4} = \frac{4,8 \cdot 10^{-3}\ mol}{2} = 2,4 \cdot 10^{-3}\ mol$

$[H_2SO_4] = \frac{n_{H_2SO_4}}{V} = \frac{2,4 \cdot 10^{-3}\ mol}{20 \cdot 10^{-3}\ L} = 0,12\ mol/L$

10. b

A equação balanceada pode ser escrita como:

$A\ell_2(SO_4)_3\ (aq) + 3\ Ca(OH)_2\ (aq) \rightarrow 2\ A\ell(OH)_3\ (s) + 3\ CaSO_4\ (aq)$

Agora, vamos calcular o número de mol dos dois reagentes:

Para o sulfato de alumínio:

$1 \cdot 10^{-2}$ mol —— 1 L

n —— $6,5 \cdot 10^{-1}$ L

$n = 6,5 \cdot 10^{-3}$ mol

Para o hidróxido de cálcio:

$3 \cdot 10^{-2}$ mol —— 1 L

n —— $1,0 \cdot 10^{-1}$ L

$n = 3 \cdot 10^{-3}$ mol

Vamos observar que há excesso de um dos reagentes.

$A\ell(SO_4)_3$ —— $3\ Ca(OH)_2$

n —— $3 \cdot 10^{-3}$ mol

Assim, podemos afirmar que, após o término da reação, havia excesso de sulfato de alumínio. Essa informação é útil, pois agora sabemos que o reagente limitante é o hidróxido de cálcio.

Estabelecendo a proporção entre $Ca(OH)_2$ e $CaSO_4$:

1 mol de $Ca(OH)_2$ —— 1 mol de $CaSO_4$

$3 \cdot 10^{-3}$ mol —— n

$n = 3 \cdot 10^{-3}$ mol

$\text{Concentração} = \frac{n_{soluto}}{V_{solução}} = \frac{0,003}{0,75} = 0,004\ mol/L$

11. e

Pela reação, temos uma proporção entre $C\ell^-$ (aq) e $AgNO_3$ (aq) de 1 : 1, ou seja, $n_{cloreto} = n_{nitrato\ de\ prata}$

Cálculo do número de mols de nitrato de prata que foram consumidos:

$5 \cdot 10^{-2}$ mols de $AgNO_3$ —— 1 L

n —— $1 \cdot 10^{-3}$ L

$n = 5 \cdot 10^{-5}$ mol de $AgNO_3$ consumidos.

Portanto, a quantidade de íons cloreto consumidos foi de $5 \cdot 10^{-5}$ mol.

Em 1 litro de água, teremos:

$5 \cdot 10^{-5}$ mol de cloreto —— 50 mL

n —— 1 000 mL

$n = 1 \cdot 10^{-3}$ mol de $C\ell^-$ em 1 L de água

$1 \cdot 10^{-3}$ mol de $C\ell^-$/L

Em massa, teremos a seguinte concentração:

1 mol de $C\ell^-$ —— 35,5 g

$1 \cdot 10^{-3}$ mol de $C\ell^-$ —— m

$m = 35,5 \cdot 10^{-3}$ g em 1 L $\Rightarrow 35,5 \cdot 10^3$ g/L ou 35,5 mg/L

12. Equação química completa e balanceada da reação de neutralização:

$Ca(OH)_2 + 2\,HC\ell \rightarrow 2\,H_2O + CaC\ell_2$

10 mL de um produto químico comercial que contém hidróxido de cálcio foram completamente neutralizados por 5 mL de solução aquosa de ácido clorídrico com concentração igual a 0,01 mol · L^{-1}, então:

0,01 mol ($HC\ell$) —— 1 000 mL

$n_{HC\ell}$ —— 5 mL

$n_{HC\ell} = 5 \cdot 10^{-5}$ mol

$Ca(OH)_2 + 2\ HC\ell \rightarrow 2\ H_2O + CaC\ell_2$

$1\ mol \text{ —— } 2\ mol$

$n_{Ca(OH)_2} \text{ —— } 5 \cdot 10^{-5}\ mol$

$n_{Ca(OH)_2} = 2{,}5 \cdot 10^{-5}\ mol \Rightarrow m_{Ca(OH)_2} = 2{,}5 \cdot 10^{-5} \cdot 74\ g$

$m_{Ca(OH)_2} = 1{,}85 \cdot 10^{-3}\ g$

$V_{solução} = 10\ mL = 10^{-2}\ L$

$C = \dfrac{1{,}85 \cdot 10^{-3}\ g}{10^{-2}\ L} = 0{,}185\ g/L$

13. b

A concentração de hidróxido de sódio é de 0,100 M e foram utilizados 20 mL. A partir dessa informação, calcula-se o número de mols da base.

0,100 mol de NaOH —— 1 000 mL (1 L)

n_{NaOH} —— 20 mL

$n_{NaOH} = 0{,}002\ mol$

A partir da reação de neutralização, teremos:

$HC\ell + NaOH \rightarrow H_2O + NaC\ell$

1 mol —— 1 mol

$n_{HC\ell}$ —— 0,002 mol

$[HC\ell] = \dfrac{n_{HC\ell}}{V}$

$[HC\ell] = \dfrac{0{,}002\ mol}{0{,}01\ L} = 0{,}20\ mol/L$

$C_{HC\ell} = [HC\ell] \cdot M$

$C_{HC\ell} = 0{,}20 \cdot 36{,}5 = 7{,}3\ g/L$

$C_{HC\ell} = 7{,}3 \cdot 10^{-3}\ g/mL$

$C_{HC\ell} = 7{,}3 \cdot 10^{-3}\ g/cm^3$

14. c

Cálculo do número de mols de ácido clorídrico:

20,0 mL de $HC\ell = 0{,}10\ mol \cdot L^{-1}$

1 000 mL —— 0,10 mol de $HC\ell$

20 mL —— $n_{HC\ell}$

$n_{HC\ell} = 0{,}0002\ mol$

$n_{total} = 0{,}002\ mol + 0{,}0002\ mol = 0{,}0022\ mol$

Cálculo do número de mols de hidróxido de sódio:

10,0 mL de $HC\ell = 0{,}01\ mol \cdot L^{-1}$

1 000 mL —— 0,01 mol de $HC\ell$

10,0 mL —— n_{NaOH}

$n_{NaOH} = 0{,}0001\ mol$

Reação de neutralização:

$HC\ell + NaOH \rightarrow H_2O + NaC\ell$

1 mol —— 1 mol

$\underbrace{0{,}0022\ mol}_{\text{excesso}}$ —— 0,0001 mol

Excesso = 0,0022 − 0,0001 = 0,0021 mol de $HC\ell$

Volume da solução = 20 mL + 10,0 mL + 10,0 mL = 40,0 mL

$[HC\ell] = \dfrac{n}{V} = \dfrac{0{,}0021\ mol}{40{,}0 \cdot 10^{-3}\ L} = 0{,}0525\ mol/L$

15. e

$n_{NaOH} = \dfrac{m_{NaOH}}{M_{NaOH}} = \dfrac{8\ g}{40\ g \cdot mol^{-1}} = 0{,}2\ mol$

$n_{HC\ell} = [HC\ell] \cdot V$

$200\ mL = 0{,}2\ L$

$n_{HC\ell} = 0{,}1 \dfrac{mol}{L} \cdot 0{,}2\ L = 0{,}02\ mol$

$HC\ell + NaOH \rightarrow H_2O + NaC\ell$

1 mol —— 1 mol

0,02 mol —— 0,2 mol

(excesso de 0,18 mol)

$HC\ell + NaOH \rightarrow H_2O + NaC\ell$

1 mol —— 1 mol

0,18 mol —— 0,18 mol

0,2 mol —— 1 L

0,18 mol —— V

$V = 0{,}9\ L \Rightarrow V = 900\ mL$

p. 85 Aprofundando seu conhecimento

1.

Quantidade de ácido:

$(\mathcal{M}) = \dfrac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0{,}08\ mol/L \cdot 25 \cdot 10^{-3}\ L = 2 \cdot 10^{-3}\ mol\ de\ HA$

Proporção entre as substâncias:

$HA + NaOH \rightarrow NaA + H_2O$

1 mol —— 1 mol

$2 \cdot 10^{-3}\ mol \text{ —— } 2 \cdot 10^{-3}\ mol$

Volume da solução de NaOH:

$\mathcal{M} = \dfrac{n_1}{V} \Rightarrow V = \dfrac{n_1}{\mathcal{M}} = \dfrac{2 \cdot 10^{-3}\ mol}{0{,}1\ mol/L} = 2 \cdot 10^{-2}\ L$

20 mL de NaOH

2.

$NaOH + HC\ell \rightarrow NaC\ell + H_2O$

1 mol —— 1 mol —— 1 mol

40 g —— 36 g —— 1 mol

x 1,5 ↓ x 1,5 ↓ x 1,5 ↓

60 g —— 54 g —— 1,5 mol de $HC\ell$

Os reagentes estão na posição estequiométrica.

$M_{HC\ell} = \dfrac{n_1}{V} = \dfrac{1{,}5\ mol}{0{,}1\ L} = 15\ mol/L$

3.

a)

Quantidade de NaOH:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,8 \text{ mol/L} \cdot 40 \cdot 10^{-3} \text{ L} =$$

$$= 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol de NaOH}$$

Massa de H_2SO_4 que reagiu:

$$H_2SO_4 \text{ (aq)} + 2 \text{ NaOH (aq)} \rightarrow Na_2SO_4 \text{ (aq)} + H_2O \text{ } (\ell)$$

1 mol —— 2 mol

98 g —— 2 mol

m —— $3,2 \cdot 10^{-2}$ mol ⇒

$$m = \frac{98 \text{ g} \cdot 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 1,568 \text{ g de } H_2SO_4$$

Concentração de H_2SO_4: $C = \frac{m_1}{V} = \frac{1,568}{4 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 392 \text{ g/L}$

Como a concentração determinada é próxima de 390 g/L, esta solução atende às especificações.

b) Evaporando a água, restaria o sulfato de sódio, Na_2SO_4, um sal.

4.

a) $NaOH + HC\ell \rightarrow NaC\ell + H_2O$

b) Quantidade de NaOH:

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V = 120 \text{ g/L} \cdot 2 \text{ L} = 240 \text{ g de NaOH}$$

Proporção entre as substâncias:

1 mol de $HC\ell \rightarrow$ 1 mol de NaOH

1 mol de $HC\ell$ —— 40 g de NaOH

x —— 240 g de NaOH

Volume da solução de $HC\ell$:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} = \frac{6 \text{ mol}}{12 \text{ mol/L}} = 0,5 \text{ L de solução de } HC\ell$$

5. e

Quantidade de NaOH:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 1,0 \text{ mol/L} \cdot 4 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH}$$

Quantidade de $HC\ell$ adicionada:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 200 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } HC\ell$$

Excesso de $HC\ell$:

$$NaOH + HC\ell \rightarrow HC\ell + H_2O$$

1 mol —— 1 mol

$4 \cdot 10^{-3}$ mol —— $4 \cdot 10^{-3}$ mol

Das $20 \cdot 10^{-3}$ mol de $HC\ell$ adicionadas, $4 \cdot 10^{-3}$ mol estavam em excesso (e foram neutralizadas pelo NaOH), e $16 \cdot 10^{-3}$ mol reagiram com o carbonato de cálcio.

Massa de carbonato de cálcio:

$$2 HC\ell + CaCO_3 \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2$$

2 mol —— 1 mol

2 mol —— 100 g

$$m = \frac{16 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 100 \text{ g}}{2 \text{ mol}} = 0,8 \text{ g de } CaCO_3$$

Grau de pureza:

1 g —— 100% (amostra)

0,8 g —— x

x = 80%

6. c

Quantidade de H_2SO_4:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 60 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } H_2SO_4$$

Massa de NaOH que reagiu:

$$H_2SO_4 + 2 \text{ NaOH} \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2SO_4$$

1 mol → 2 mol

1 mol —— 2 · 40 g

$6 \cdot 10^{-3}$ mol —— m

$$m = \frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 2 \cdot 40 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,48 \text{ g de NaOH}$$

Quantidade de NaOH adicionada:

0,48 g de NaOH —— 50 mL de solução

x —— 250 mL de solução

$$x = \frac{0,48 \text{ g} \cdot 250 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = 2,4 \text{ g de NaOH}$$

Grau de pureza:

2,4 g de NaOH —— y

6 g —— 100% (amostra)

x = 40%

7. c

$$HC\ell \begin{cases} 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} \\ 0,10 \text{ mol/L} \end{cases} \therefore 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol de } HC\ell$$

$$NaHCO_3 + HC\ell$$

1 mol → 1 mol

84 g —— 1 mol

x —— 0,01 mol

$x = 0,84 \text{ g de } NaHCO_3$

8. d

Quantidade de H_2SO_4:

$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$

1 mol —— 1 mol

100 g —— 1 mol

25 g —— m

$m = \frac{25\ g \cdot 1\ mol}{100\ g} = 0,25\ mol\ de\ H_2SO_4$

Volume de solução:

$M = \frac{n_1}{V} \Rightarrow \frac{n_1}{M} = \frac{0,25\ mol}{0,5\ mol/L} = 0,5\ L = 500\ mL\ de\ solução$

9.

Quantidade de $HC\ell$:

$Ca(OH)_2 + 2\ HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + 2\ H_2O$

1 mol —— 2 mol

74 g —— 2 mol

7,4 g —— x

$x = \frac{7,4\ g \cdot 2\ mol}{1\ mol/L} = 0,2\ mol\ de\ HC\ell$

Volume de solução:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} = \frac{0,2\ mol}{1\ mol/L} = 0,2\ L = 200\ mL$

10.

a) Em 5 mL existem $350 \cdot 10^{-3}$ g de $Mg(OH_2)$

$n = \frac{m}{M} = \frac{350 \cdot 10^3\ g}{58 g/mol} = 6,03 \cdot 10^{-3}\ mol\ de\ Mg(OH_2)$

b) Quantidade de $HC\ell$:

$Mg(OH_2) + 2\ HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + 2\ H_2O$

1 mol —— 2 mol

$6,03 \cdot 10^{-3}$ mol —— x

$x = \frac{6,03 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot 2\ mol}{1\ mol} = 1,21 \cdot 10^{-2}\ mol\ de\ HC\ell$

Volume de solução:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-2}\ mol}{1\ mol/L} =$

$= 1,2 \cdot 10^{-2}\ L = 12,1\ mL\ de\ solução$

11.

Quantidade de $HC\ell$:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} = 2\ mol/L \cdot 40 \cdot 10^{-3}\ L = 80 \cdot 10^{-3}\ mol\ de\ HC\ell$

Massa de NaOH que reagiu:

$NaOH + HC\ell \rightarrow NaC\ell + H_2O$

1 mol —— 1 mol

40 g —— 1 mol

m —— $80 \cdot 10^{-3}$ mol

$m = \frac{40\ g \cdot 80 \cdot 10^{-3}\ \cancel{mol}}{1\ \cancel{mol}} = 3,2\ g\ de\ NaOH$

Grau de pureza:

40 g —— 100% (amostra)

3,2 g —— x (NaOH)

x = 80%

12. c

$CdC\ell_2\ (aq) + K_2S\ (aq) \rightarrow \underbrace{CdS\ (s)}_{\text{amarelo}} + 2\ KC\ell\ (aq)$

Equação iônica:

$Cd^{2+}\ (aq) + S^{2-}\ (aq) \rightarrow CdS\ (s)$

13. a

Quantidade de Cd^{2+} em solução:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 1\ mol/L \cdot 10^{-1}\ L = 0,1\ mol\ de\ Cd^{2+}$

Quantidade máxima de CdS que pode ser formada:

$Cd^{2+} + S^{2-} \rightarrow CdS$

1 mol → 1 mol

1 mol —— 144 g

0,1 mol —— x

$x = \frac{0,1\ \cancel{mol} \cdot 144\ g}{1\ \cancel{mol}} = 14,4\ g\ de\ CdS$

Quantidade de K_2S para reagir com todo o Cd^{2+}:

$Cd^{2+} + S^{2-} \rightarrow CdS$

1 mol —— 1 mol

0,1 mol —— 0,1 mol

Volume de solução para reagir com todo o Cd^{2+}:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\mathcal{M}} = \frac{0,1\ mol}{0,5\ mol/L} = 0,2\ L = 200\ mL\ de\ solução\ de\ K_2S$

Adicionando 20 mL de solução de K_2S, é formada a quantidade máxima de CdS, pois reage estequiometricamente com Cd^{2+}. Volumes maiores de solução de K_2S deixarão esse reagente em excesso.

Quantidade de K_2S:

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V = 0,5\ mol/L \cdot 150 \cdot 10^{-3}\ L =$

$= 75 \cdot 10^{-3}\ L = 75 \cdot 10^{-3}\ mol\ de\ K_2S$

Quantidade de Cd^{2+}: 0,1 mol

Proporção entre as substâncias:

$Cd^{2+} + S^{2-} \rightarrow CdS$

1 mol —— 1 mol —— 1 mol

$\underbrace{0,1\ mol}_{\text{Excesso}}$ —— 0,075 mol — 1 mol

Massa de CdS:

$n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = n \cdot M = 0,075 \text{ mol} \cdot 144 \text{ g/mol} = 10,8 \text{ g de CdS}$

14.

a) Teremos:

$n_{KSCN} = [KSCN] \cdot V \Rightarrow n_{KSCN} = 0,2 \cdot 15 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$AgNO_3\,(aq) + KSCN\,(aq) \rightarrow KNO_3\,(aq) + AgSCN\,(s)$

$1 \text{ mol} \text{ ——— } 1 \text{ mol}$

$3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \text{ ——— } 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$[AgNO_3] = \frac{n_{AgNO_3}}{V}$

$[AgNO_3] = \frac{3.10^{-3} \text{ mol}}{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,12 \text{ mol/L}$

b) Uso hospitalar: 1,7% em massa.

Solução preparada:

(Porcentagem em massa) · d · 1 000 = (concentração molar) · M

(Porcentagem em massa) · 1 · 1 000 = 0,12 · 170

(Porcentagem em massa) = 0,0204 = 2,04%

2,04% > 1,7%

A solução não é adequada para uso hospitalar.

15. d

1 – Cálculo do número de mols de $CaCO_3$.

1 mol de $CaCO_3$ —— 100 g

n —— 30 g

n = 0,3 mol de $CaCO_3$

2 – Cálculo do número de mols de HCℓ usados para consumir toda a massa de $CaCO_3$.

100 g de $CaCO_3$ —— 2 mol de HCℓ

30 g de $CaCO_3$ —— n

n = 0,6 mol de $CaCO_3$

3 – Cálculo do volume da solução de HCℓ.

0,25 mol de HCℓ —— 1 L de solução

0,60 mol de HCℓ —— V

V = 2,4 L de solução de HCℓ

16. b

De acordo com o gráfico, em 60 s o volume corresponde a V.

Então:

60 s ——— $V_{HC\ell}$

40 s ——— V_{NaOH}

$V_{NaOH} = \frac{40}{60} V_{HC\ell} = \frac{2}{3} V_{HC\ell}$

$HC\ell + NaOH \rightarrow H_2O + NaC\ell$

$1 \text{ mol} \text{ ——— } 1 \text{ mol}$

Sabendo que a concentração inicial da solução ácida é igual a $0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, vem:

Concentração molar: $\frac{n}{V}$

n = Concentração molar · V

$n_{HC\ell} = [HC\ell] \cdot V_{HC\ell}$

$n_{NaOH} = [NaOH] \cdot V_{NaOH}$

$0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \cancel{V_{HC\ell}} = [NaOH] \cdot \frac{2}{3} \cancel{V_{HC\ell}}$

$[NaOH] = 0,15 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

UNIDADE 2

CAPÍTULO 5

p. 100 Exercícios fundamentais

1. I. F; II. G; III. E; IV. D; V. B; VI. A; VII. C.

2. I. C; II. A; III. C; IV. F; V. E; VI. G; VII. H; VIII. B.

3.

I. sólido $\xrightarrow{\text{fusão}}$ líquido

II. Com o aumento da pressão, causado pelo arame, o gelo se funde. Após sua passagem, o gelo se solidifica.

III. Não, após a passagem do arame o gelo volta a se solidificar.

IV. Os patins (suas lâminas) geram uma grande pressão e fundem o gelo, deslizando, assim, sobre uma fina camada de água líquida.

p. 101 Testando seu conhecimento

1. I. sólido; II. líquido; III. gasoso; IV. gasoso.

2. B-A: sólido-gás; C-A: sólido-líquido; D-A: líquido-gás.

3. Ponto triplo = 5,1 atm e −56,6 °C.

4. Porque seu ponto triplo está acima de 1 atm.

5. A temperatura dos *freezers* não é suficientemente baixa.

6. A partir do texto apresentado, temos que a água presente no cometa passa diretamente do estado sólido (gelo) para o estado gasoso, ou seja, volatiliza-se; logo, a flecha **c**, mostrada no diagrama, representa a transformação indicada.

7. d
A partir da análise dos gráficos é incorreto afirmar que o gás carbônico apresenta um ponto de fusão normal igual a −78,5 °C; este, na verdade, corresponde à temperatura em que ocorre sua sublimação, passagem direta do estado sólido para o estado gasoso.

8. A partir dos gráficos apresentados, temos:

I - E. estado sólido
II - D. solidificação/fusão
III - C. estado líquido
IV - B. condensação/vaporização
V - A. estado gasoso

p. 102 Aprofundando seu conhecimento

1. c
À pressão de 8 atm e −40 °C, o CO_2 é líquido.
No ponto A, há um equilíbrio sólido-gasoso.
O ponto B pode ser chamado de ponto de fusão.

2. 01 + 04 + 08 + 32 = 45
01. Correta.
02. Errada. Os valores de pressão e temperatura correspondentes à linha A − C − E representam equilíbrio entre sólido e líquido.
04. Correta.
08. Correta.
16. Errada. No ponto C do diagrama, estão em equilíbrio as fases sólida e líquida.
32. Correta.

3. e
Granizo: Água líquida → Gelo ∴ (6 − 5)

4. c
I. Errada. É possível encontrar CO_2 na forma de vapor abaixo de −56 °C na pressão apropriada.
II. Correta.
III. Correta.
IV. Errada. A pressões suficientemente altas é possível encontrar água líquida em temperaturas inferiores a 0,01 °C.

5.

a) A −5 °C e a −35 °C as águas em A e B estão congeladas. Por compressão (aumento da pressão) é mais fácil liquefazer a água na cidade A. Quanto maior a pressão, mais fácil a liquefação.

b) Na cidade B a água tem pontos de fusão e ebulição menores. Como a cidade B está a uma altitude maior, a pressão atmosférica será menor; logo, teremos valores menores para a fusão e a ebulição.

6. d

7.

a) 140 °C

b) Aproximadamente 60 °C e 2 atm.

p. 109 Exercícios fundamentais

1. Nos três recipientes.

2. Como os recipientes estão nas mesmas condições de pressão e temperatura, a pressão de vapor da acetona é a mesma nos três.

3. Substância III.

4. Substância I.

5. A. III; B. II; C. I.

6. Substância I.

p. 110 Testando seu conhecimento

1. Provavelmente a pressão de vapor no interior do frasco B ejetou a rolha.

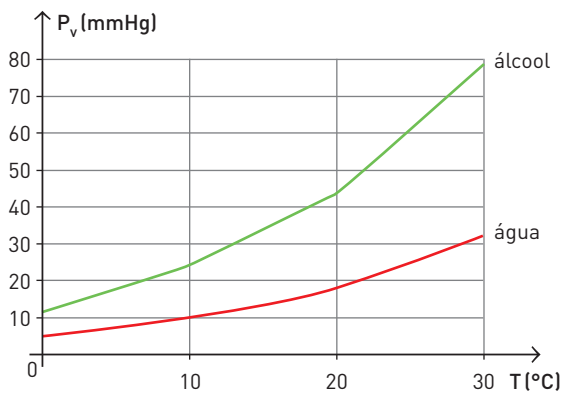
2. B, pois tem maior pressão de vapor.

3. A, pois tem menor pressão de vapor.

4. B, pois tem maior pressão de vapor.

5. c
Quanto menor a pressão atmosférica, menor é a temperatura de ebulição do líquido.

6.



Álcool	T (°C)	0	10	20	30
	P_v	12	24	44	79

Água	T (°C)	0	10	20	30
	P_v	5	10	18	32

7. Quanto menor a pressão atmosférica, mais facilmente a substância entra em ebulição.

8.
a) 20 minutos.
b) Nível do mar: altitude = 0 m; P = 760 mmHg. Gramado: altitude = 800 m; P = 680 mmHg ∴ 60 minutos.
c) 1 300 m de altitude.

9. a
Quanto maior a pressão de vapor do local, mais o alimento recebe calor, portanto cozinha mais depressa.

10. c
Pressão de vapor de uma substância no estado líquido é a pressão exercida pelo vapor dessa substância quando ele entra em equilíbrio com a fase líquida.

11. 01 + 04 + 16 + 32 = 53
01. Correta. Numa altitude menor, a camada de ar sobre o local é maior; logo, a pressão externa é maior e a temperatura de ebulição da água também.
02. Incorreta. A pressão de vapor de um líquido depende da temperatura.
04. Correta. Devido às forças intermoleculares, o ponto de ebulição da água (que faz pontes de hidrogênio) é maior que o do H_2S.
08. Incorreta. Um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor é igual ou maior do que a pressão atmosférica.
16. Correta. Uma mistura de água com açúcar tem ponto de ebulição maior do que o da água pura devido ao aumento do número de partículas do soluto.
32. Correta. O Mar Morto, na Jordânia, localiza-se a uma altitude de −395 metros; assim, o ponto de ebulição da água nesse local deve ser maior do que 100 °C devido à grande concentração de íons na água e à maior pressão atmosférica.

12. b

13.
a) éter = 35 °C (aproximadamente); etanol = 78 °C (aproximadamente)
b) éter = gasoso; etanol = líquido

14.
I. 700 mmHg
II. 115 °C
III. A é mais volátil, pois apresenta interações intermoleculares mais fracas.

p. 113 Aprofundando seu conhecimento

1. c

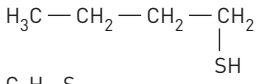
2. A altitude em La Paz é maior, portanto a pressão atmosférica é menor. A fim de fornecer mais calor para o arroz, é necessário fazer seu cozimento em uma panela de pressão, porque dessa forma a água ferverá a uma temperatura maior.

3. Ao nível do mar a pressão atmosférica é maior, o que faz com que a água ferva a uma temperatura maior e o alimento ganhe mais calor, podendo ter seu tempo de cozimento acelerado.

4. d

5.
a) 100 °C
b) 760 mmHg ——— 1 atm
x mmHg ——— 1,5 atm
x = 1140 mmHg ∴ 115 °C

6. b



$C_4H_{10}S$
MM = 90 g/mol
Por ser mais volátil do que a água, nas mesmas condições de T e P, tem maior pressão de vapor.

7.
a) A 76 °C a água entra em ebulição em uma pressão atmosférica igual a 300 mmHg. Nesta mesma pressão, o éter entra em ebulição a 10 °C.
b) Sob uma mesma pressão, a temperatura de ebulição do 1-butanol é maior do que a do éter, porque o 1-butanol tem ligações intermoleculares mais fortes do que as do éter.

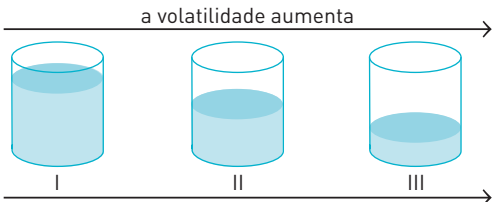
8. c

9. O composto C é o n-octano porque é aquele que possui maior temperatura de ebulição.
O composto A poderia ser o tetracloreto de carbono ou o n-hexano, uma vez que ambos são apolares. Entretanto, como a densidade do tetracloreto é maior do que a da água, ele afundaria; logo, a substância A só pode ser o n-hexano.
A substância B é o isopropanol, porque é polar.
Assim, a substância D só pode ser o tetracloreto de carbono.

10.
a) Pela análise do gráfico de pressão de vapor em função da temperatura. Quando a pressão de vapor for 700 mmHg, igual à pressão atmosférica (a 80 °C), o líquido encontra-se em ebulição.
b) Líquido X: mais volátil (maior pressão de vapor); líquido Y: menos volátil (menor pressão de vapor).
c) A elevação da temperatura aumenta a energia cinética das moléculas. Assim, uma maior quantidade de moléculas atinge o estado de vapor.

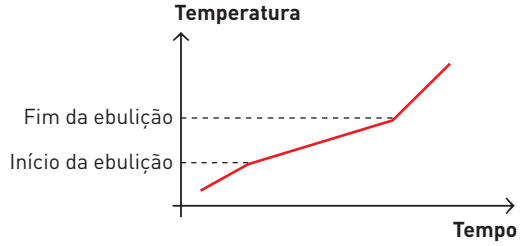
11.
a) Somente a substância associada à curva D tem temperatura de ebulição inferior a 70 °C a 760 mmHg. Portanto, é a única no estado gasoso.
TE(D) = 60 °C (1 atm)
b) TE em ordem crescente: D < C < B < A.
$HCC\ell_3 < CC\ell_4 < H_2O < CH_3COOH$
Embora o $CC\ell_4$ seja apolar, apresenta TE superior à do $HCC\ell_3$, porque a polaridade do $HCC\ell_3$ é muito pequena. Nesse caso, prevalece a influência da maior massa molar do $CC\ell_4$.

12.
a) De acordo com a ilustração a seguir, a mistura de solventes I e II pode ser separada por destilação fracionada.

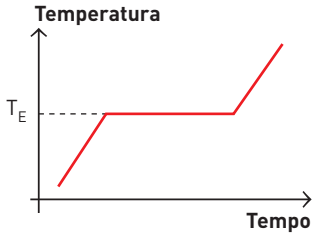


$P_{V_I} < P_{V_{III}} < P_{V_{II}}$

b) Misturas II e III.



c) Misturas I e III (mistura azeotrópica: $T_{ebulição}$ = constante).



CAPÍTULO 6

p. 123 Exercícios fundamentais

1. Evaporação da água. O volume nos frascos diminui porque a água evaporou.

2. No frasco I, pois nele não havia soluto não volátil, o que dificultaria a evaporação.

3. II: molecular; III: iônico.

4. Como as massas dos solutos são iguais, o soluto de menor massa molar, o $NaC\ell$, apresentará o maior número de mol.

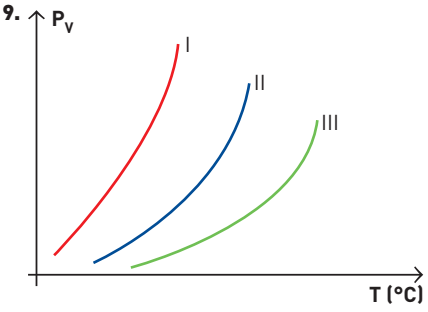
5. O frasco III, pois o $NaC\ell$ sofre dissociação iônica, originando uma solução eletrolítica.

6. Porque nada dificulta sua evaporação.

7. Porque contém o maior número de partículas dissolvidas.

8. $P_{III} < P_{II} < P_I$.

9.



p. 123 Testando seu conhecimento

1.

a) $C_2H_5C\ell = 15°C$; $CHC\ell_3 = 60°C$

b) Diminui a pressão de vapor.

2. a

Vamos considerar que a sopa salgada comporta-se como uma solução quanto às suas propriedades físico-químicas.

Quando se adicionam solutos não voláteis (como o sal, por exemplo) aos solventes, observa-se o aumento do ponto de ebulição desses solventes. Esse efeito é chamado de ebulioscopia. Durante o processo de ebulição da sopa, também é possível observar um aumento na temperatura de ebulição, ao contrário do que se observa na ebulição de um líquido puro. Isso se deve porque, do ponto de vista químico, podemos considerar a sopa salgada como uma mistura (como foi sugerido), e, durante as mudanças de estado, a maioria das misturas apresenta aumento de temperatura.

3.

a) I. – A; II. – B; III. – C

b) III

c) III

d) Diminui a pressão de vapor.

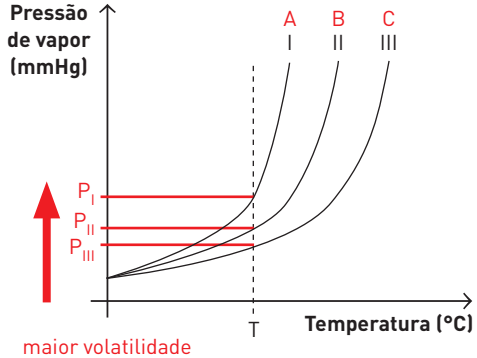
4. b

Amostra I → temperatura de ebulição menor → água pura.
As amostras II e III são soluções de água salgada, sendo a amostra III a mais concentrada, pois apresenta maior TE.

5. d

Apresentará a maior pressão de vapor a amostra I (solvente puro).

6. d



maior volatilidade
menor quantidade de soluto dissolvido

7.

a) Cálculo da massa de cloreto de cálcio utilizada na preparação da solução I:

A solução I tem 500 mL de volume e concentração de $0,1\ mol \cdot L^{-1}$.

$1000\ mL \text{ —— } 0,1\ mol\ (CaC\ell_2)$

$500\ mL \text{ —— } n_{CaC\ell_2}$

$n_{CaC\ell_2} = 0,05\ mol$

$m_{CaC\ell_2} = 0,05 \cdot 111 \Rightarrow m_{CaC\ell_2} = 5,55\ g$

b) Teremos:

Solução I (500 mL de solução de cloreto de cálcio $0,1\ mol \cdot L^{-1}$).

$$CaC\ell_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2C\ell^-$$

$$0,05\ mol \quad \underbrace{0,05\ mol + 2 \cdot 0,05\ mol}_{0,15\ mol\ de\ partículas}$$

Solução II (500 mL de solução de glicose $0,2\ mol \cdot L^{-1}$).

$1000\ mL \text{ —— } 0,2\ mol\ (glicose)$

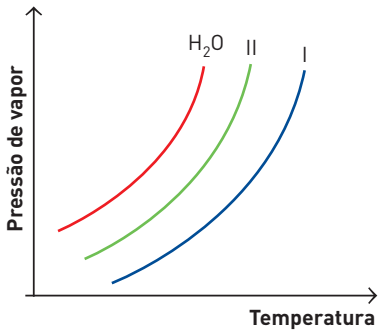
$500\ mL \text{ —— } n_{glicose}$

$n_{CaC\ell_2} = 0,10\ mol$

$$(C_6H_{12}O_6)_1 \rightarrow 1\,C_6H_{12}O_6$$

$$0,10\ mol \quad \underbrace{0,10\ mol}_{0,10\ mol\ de\ partículas}$$

Conclusão: a solução I é mais concentrada do que a solução II. Como a solução II é mais concentrada do que a água, sua curva aparece logo abaixo da curva da água. Já a solução I é mais concentrada do que a solução II, por isso sua curva aparece abaixo da curva II.



p. 125 Aprofundando seu conhecimento

1. X = água pura → maior pressão de vapor; logo, a coluna de mercúrio terá menor altura.
Y = solução 0,1 mol/L de NaCℓ → menor pressão de vapor, pois apresenta maior número de partículas dissolvidas; logo, a coluna de mercúrio terá maior altura.
Z = solução 0,1 mol/L de ureia.

2.
a) Linha contínua: solvente (líquido puro); linha pontilhada: solução.
b) A temperatura de ebulição do líquido puro é aproximadamente (80 ± 1) °C.

3. A associação correta para as curvas é:
1 — éter (mais volátil)
2 — etanol
3 — solução de ureia (menos volátil)

4. b
Se AP é água pura e ferve a 100 °C, a solução A é mais volátil (tem maior pressão de vapor) por ferver a 80 °C. B pode ser uma solução aquosa contendo soluto não volátil ou um líquido puro menos volátil do que a água pura (AP).

5. d

I. Falsa. 0,1 mol/L de glicose apresenta 0,1 mol de glicose dissolvida em 1,0 L de solução, enquanto 0,1 mol de NaCℓ apresenta 0,2 mol de íons por litro: $P_{vapor\ glicose} > P_{vapor\ NaC\ell}$.

II. Correta. Quanto maior a cadeia → maior TE → menor P_{vapor}.

III. Correta. Para ferver, todos devem anular a pressão atmosférica: $P_{vapor} = P_{atm}$.

IV. Correta. A pressão de vapor aumenta com o aumento da temperatura.

V. Falsa. A pressão de vapor não depende do volume do líquido.

6. d

$P_1 \rightarrow n = \frac{18}{180} = 0,1$ mol de glicose em 0,5 L = 0,2 mol/L

$P_2 \rightarrow n = \frac{5,8}{58,5} \cong 0,1$ mol de NaCℓ em 0,5 L = 0,2 mol/L

$P_3 \rightarrow n = \frac{34,2}{342} = 0,1$ mol de sacarose em 1,0 L = 0,1 mol/L

P_1 = 0,2 mol/L de glicose $\xrightarrow[\text{em 1 L}]{\text{produz}}$ 0,2 mol de glicose

P_2 = 0,2 mol/L de NaCℓ $\xrightarrow[\text{em 1 L}]{\text{produz}}$ 0,4 mol de íons

P_3 = 0,2 mol/L de sacarose $\xrightarrow[\text{em 1 L}]{\text{produz}}$ 0,1 mol de íons

Quanto maior a concentração → $\downarrow P_v \therefore P_3 > P_1 > P_2$

7. a

X – 0,25 mol/L de glicose $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,25 mol/L de glicose

Y – 0,25 mol/L de Na_2CO_3 $\xrightarrow{\text{produz}}$ {0,5 mol/L de Na^+; 0,25 mol/L de CO_3^{2-}}

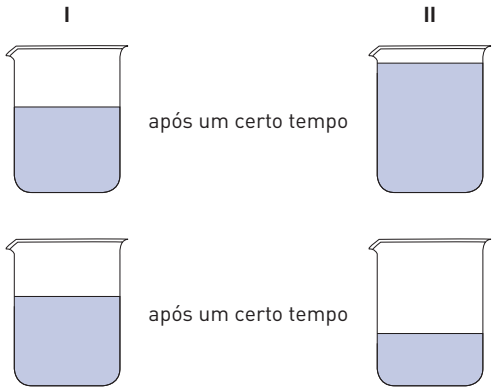
Z – 0,50 mol/L de HNO_3 $\xrightarrow{\text{produz}}$ {0,5 mol/L de H^+; 0,5 mol/L de NO_3^-}

W – 0,50 mol/L de sacarose $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,50 mol/L de sacarose

Quanto maior o nº de íons → menor P_{vapor}

Quanto menor o nº de íons → menor P_{vapor}

8. Ocorrerá evaporação da água da solução II (meio hipotônico), ocorrendo diminuição do volume, para a solução I (meio hipertônico), ocorrendo aumento do volume.



a) Falso.
b) Falso.
c) Verdadeiro.
d) Verdadeiro, desde que os volumes não se alterem.

9.
a) Maior.
b) Aumenta.
c) Permanece constante.

p. 132 Exercícios fundamentais

1. Soluções B e C.

2. A: 0,1 mol; B: 0,2 mol ; C: 0,3 mol.

3. C; maior quantidade de partículas de soluto.

4. A < B < C

5. C < B < A

p. 133 Testando seu conhecimento

1. c
A água do banho-maria ferve por estar menos concentrada do que o café.

2. a

A → água pura → substância pura

Temperatura de ebulição constante: $T_A = T'_A$

B → solução de água e açúcar

Com o aquecimento, a solução se torna cada vez mais concentrada e a temperatura aumenta: $T_B < T'_B$

3. d

I. Água pura → TE constante.

II. Solução → com o aquecimento, a solução fica mais concentrada → ↑ TE.

4. a

Sol. A → $n = \frac{117\ g}{58,5\ g/mol} \Rightarrow n = 2\ mol\ de\ NaC\ell$

Sol. B → $n = \frac{234\ g}{58,5\ g/mol} \Rightarrow n = 4\ mol\ de\ NaC\ell$

A solução B é a mais concentrada. Logo, ela terá:

$$\begin{cases} \text{menor } P_{vapor} \\ \text{maior temperatura de ebulição} \\ \text{menor temperatura de congelamento} \end{cases}$$

5. a

1. Água pura → TE constante e menor do que a das soluções.
2. Solução 10^{-3} mol/L de $C_6H_{12}O_6$: em 1,0 L de solução há 0,001 mol de $C_6H_{12}O_6$.
3. Solução 10^{-1} mol/L de $C_6H_{12}O_6$: em 1,0 L de solução há 0,1 mol de $C_6H_{12}O_6$.

Assim: mais concentrada: 3 → maior TE.

$$\underbrace{T_1}_{\text{constante}} < T_2 < T_3$$

6. e

$$\underset{0,1\ mol}{CaBr_2} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,1\ mol}{Ca^{2+}} + \underset{0,2\ mol}{2Br^-} \end{cases}}_{0,3\ mol}$$

$$\underset{0,2\ mol}{KBr} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,2\ mol}{K^+} + \underset{0,2\ mol}{Br^-} \end{cases}}_{0,4\ mol}$$

$$\underset{0,1\ mol}{Na_2SO_4} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,2\ mol}{2\,Na^+} + \underset{0,1\ mol}{SO_4^{2-}} \end{cases}}_{0,3\ mol}$$

$$\underset{0,5\ mol}{C_6H_{12}O_6} \rightarrow \underset{0,5\ mol}{C_6H_{12}O_6}$$

$$\underset{0,3\ mol}{HNO_3} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,3\ mol}{H^+} + \underset{0,3\ mol}{NO_3^-} \end{cases}}_{0,6\ mol}$$

Quanto maior a concentração, no caso, 0,60 mol/L de íons → menor a temperatura de congelamento.

7.

a) I. $\underset{0,2\ mol}{MgSO_4} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,2\ mol}{Mg^{2+}} + \underset{0,2\ mol}{SO_4^{2-}} \end{cases}}_{0,4\ mol}$

II. $\underset{0,1\ mol}{K_2SO_4} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,2\ mol}{2K^+} + \underset{0,1\ mol}{SO_4^{2-}} \end{cases}}_{0,3\ mol}$

III. $\underset{0,1\ mol}{A\ell_2(SO_4)_3} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,2\ mol}{2\,A\ell^{3+}} + \underset{0,3\ mol}{3\,SO_4^{2-}} \end{cases}}_{0,5\ mol}$

IV. $\underset{0,1\ mol}{ZnSO_4} \rightarrow \underbrace{\begin{cases} \underset{0,1\ mol}{Zn^{2+}} + \underset{0,1\ mol}{SO_4^{2-}} \end{cases}}_{0,2\ mol}$

Quanto maior a concentração, maior a temperatura de solidificação.

$T_{III} < T_I < T_{II} < T_{IV}$.

b) 1 mol —— 174 g

0,1 mol —— x

x = 17,4 g

17,4 g —— 3,0 L

x —— 1,0 L

x = 5,8 g/L

8. a

$NaNO_3 \rightarrow Na^+ + NO_3^-$

0,5 M —— 0,5 M —— 0,5 M

Número de partículas por litro = 0,5 + 0,5 = 1,0 mol

$A\ell(NO_3)_3 \rightarrow A\ell^{3+} + 3\ NO_3^-$

0,5 M —— 0,5 M —— 3 · 0,5 M

Número de partículas por litro = 0,5 + 1,5 = 2,0 mol

$(C_6H_{12}O_6)_1 \rightarrow C_6H_{12}O_6$

0,5 M —— 0,5 M

Número de partículas por litro = 0,5 mol

Quanto menor o número de partículas, maior a pressão de vapor: $C_6H_{12}O_6$ (glicose).

Quanto maior o número de partículas, maior a temperatura de ebulição: $A\ell(NO_3)_3$ (nitrato de alumínio).

9. A solução de $NaC\ell$ apresenta maior temperatura de ebulição e menor temperatura de fusão.

1 mol/L de $NaC\ell$ → 2 mol de íons/L

1 mol/L de glicose → 1 mol de moléculas/L

Quanto maior o número de partículas, temos:

$$\begin{cases} \text{Maior TE} \\ \text{Menor TC} \\ \text{Menor } P_v \end{cases}$$

Assim:

$T_{E\ NaC\ell} > T_{E\ glicose}$

$T_{F\ NaC\ell} < T_{F\ glicose}$

10. d

11. b

X = 0,2 mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$ → 0,2 mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$

$$Y = 0,5\ mol/L\ de\ KC\ell \rightarrow \underbrace{\begin{cases} 0,5\ mol/L\ K^+ \\ 0,5\ mol/L\ C\ell^- \end{cases}}_{1\ mol/L\ de\ íons}$$

$$Z = 0,5\ mol/L\ de\ Na_2SO_4 \rightarrow \underbrace{\begin{cases} 1,0\ mol/L\ Na^+ \\ 0,5\ mol/L\ SO_4^{2-} \end{cases}}_{1,5\ mol/L\ de\ íons}$$

Assim:

Pressão de vapor: $P_Z < P_Y < P_X$

T. ebulição: $T_X < T_Y < T_Z$

T. congelamento: $T_Z < T_Y < T_X$

p. 135 Aprofundando seu conhecimento

1. b
A adição de sal faz com que a temperatura de ebulição aumente, favorecendo o cozimento.

2. A amostra B terá a maior temperatura de ebulição por estar mais concentrada.

$C_B V_B = C_C V_X$

$280\ g/L \cdot x = 35\ g/L \cdot (x + 7)$

$280\ g/L \cdot x = 35\ g/L \cdot x + 245$

$x = 1\ L$

3. Frasco X

a) X, por mais que esse líquido seja aquecido, sua temperatura de ebulição não ultrapassará o valor de 50 °C.

b) $X \rightarrow T > 50\ °C$
$Y \rightarrow T = 100\ °C$
Mantendo-se a chapa aquecida a 100 °C, o soluto não volátil causa o efeito coligativo junto aos líquidos, aumentando a temperatura de X, e continuará a 100 °C o líquido Y, já que a chapa não ultrapassa essa temperatura.

4. Corretas (0-0) e (2-2)

I. 0,05 mol/L de sacarose $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,05 mol/L de sacarose

II. 0,03 mol/L de $NaC\ell$ $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,03 mol/L de Na^+ + + 0,03 mol/L de $C\ell^-$

III. 0,03 mol/L de $Cu(NO_3)_2$ $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,03 mol/L de Cu^{2+} + + 0,06 mol/L de NO_3^-

A temperatura de ebulição das soluções fica ordenada assim:
$TE_I < TE_{II} < TE_{III}$

5. e

I. 0,20 mol/L de $NaC\ell$ $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,20 mol/L de Na^+ + + 0,02 mol/L de $C\ell^-$

II. 0,30 mol/L de $C_6H_{12}O_6$ $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,30 mol/L de $C_6H_{12}O_6$

III. 0,25 mol/L de $A\ell(NO_3)_3$ $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,25 mol/L de $A\ell^{3+}$ + + 0,75 mol/L de NO_3^-

IV. 0,50 mol/L de sacarose $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,50 mol/L de sacarose

V. 0,40 mol/L de $Ca(NO_3)_2$ $\xrightarrow{\text{produz}}$ 0,40 mol/L de Ca^{2+} + + 0,80 mol/L de NO_3^-

Quanto maior o número de partículas por litro, menor será a temperatura de congelamento.
$T_V < T_{III} < T_{IV} < T_I < T_{II}$

6. Quanto maior o número de partículas dissolvidas de soluto não volátil, menor será a temperatura de congelamento.

7. d
O aumento da temperatura de ebulição da água é proporcional à concentração de partículas do soluto. De acordo com a tabela do enunciado (2ª linha), temos:

$\underset{0,5\ mol/L}{NaC\ell} \rightarrow \underset{0,5\ mol/L}{Na^+} + \underset{0,5\ mol/L}{C\ell^-}$

1,0 mol/L de partículas

1,0 mol/L de partículas $\xrightarrow{\text{aumento de}}$ 0,5 °C

Para o experimento A:

$\underset{1,0\ mol/L}{Na_2SO_4} \rightarrow \underset{2,0\ mol/L}{2\,Na^+} + \underset{1,0\ mol/L}{SO_4^{2-}}$

3,0 mol/L de partículas

1,0 mol/L de partículas $\xrightarrow{\text{aumento de}}$ 0,5 °C

3,0 mol/L de partículas $\xrightarrow{\text{aumento de}}$ x

$x = 1,5\ °C$

Sendo assim, o início da temperatura de ebulição da solução A será 101,5 °C.
Para o experimento B:

$\underset{2\ mol/L}{glicose\ (s)} \rightarrow \underset{2\ mol/L\ de\ partículas}{glicose\ (aq)}$

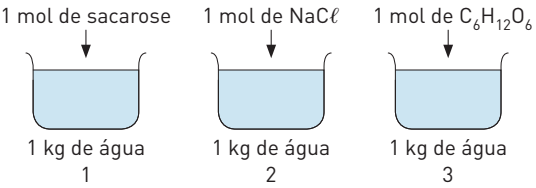
1,0 mol/L de partículas $\xrightarrow{\text{aumento de}}$ 0,5 °C

2,0 mol/L de partículas $\xrightarrow{\text{aumento de}}$ x

$x = 1,0\ °C$

Sendo assim, o início da temperatura de ebulição da solução B será 101,0 °C.

8. c



Nº de mol dissolvido:
1:1 mol

2: {1 mol Na^+ / 1 mol $C\ell^-$

3:1 mol

Temos:
$TE_1 = TE_3 < TE_2$
$PV_1 = PV_3 > PV_2$
$TC_1 = TC_3 > TC_2$

9. a
Devemos considerar que a intensidade de um efeito coligativo observado em uma solução depende diretamente do número de partículas dispersas. Assim, vamos calcular esse número para todas as soluções.

- Solução A: A glicose não sofre dissociação ou ionização. Assim, na solução há 0,6 mol/L de partículas dispersas.
- Solução B: O ácido nítrico é um eletrólito forte, que consideraremos 100% ionizado.

$\underset{0,1\ mol/L}{HNO_3\ (aq)} \rightarrow \underset{0,1\ mol/L}{H^+\ (aq)} + \underset{0,1\ mol/L}{NO_3^-\ (aq)}$

Apresenta, no total, 0,2 mol/L de partículas dispersas.

- Solução C: O cloreto de magnésio é um eletrólito, que vamos considerar 100% dissociado.

$\underset{0,2\ mol/L}{MgC\ell_2\ (aq)} \rightarrow \underset{0,2\ mol/L}{Mg^{2+}\ (aq)} + 2\ \underset{0,4\ mol/L}{C\ell^-\ (aq)}$

Apresenta, no total, 0,6 mol/L de partículas dispersas.
Concluímos que as soluções A e C apresentam os efeitos coligativos (abaixamento da temperatura de congelamento, da pressão de vapor, da pressão osmótica e aumento da temperatura de ebulição) em mesma intensidade.

10. a
Assumindo que os dois compostos têm 100% de solubilidade em água, o $KC\ell$ pode produzir a mesma diminuição de temperatura que o $NaC\ell$, pois apresenta o mesmo número de mols de partículas (dissolução iônica) e, consequentemente, o mesmo efeito crioscópico.

$\underset{1\ mol/L}{NaC\ell} \rightarrow \underset{1\ mol/L}{Na^+} + \underset{1\ mol/L}{C\ell^-}$

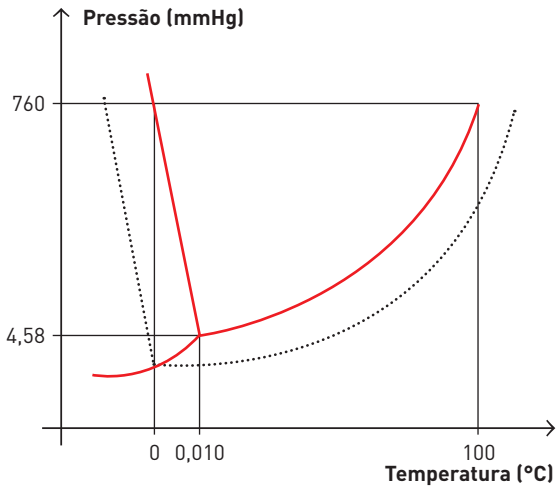
2 mol/L de partículas

$\underset{1\ mol/L}{KC\ell} \rightarrow \underset{1\ mol/L}{K^+} + \underset{1\ mol/L}{C\ell^-}$

2 mol/L de partículas

11. Corretas: I, III, IV e V.

12. d



solução

solvente puro

$TC_{solvente} > TC_{solução}$

$TE_{solvente} < TE_{solução}$

$PV_{solvente} > PV_{solução}$

No ponto triplo temos: $S \rightleftarrows L \rightleftarrows V$

13. Correta: (3–3)

Como a temperatura de ebulição de I é maior do que a temperatura de ebulição de II, podemos concluir que o número de mol de partículas do soluto em I é maior.

$$\text{Assim: } \begin{cases} P_{vapor\ I} < P_{vapor\ II} < P_{vapor\ da\ água\ pura} \\ TE_I > TE_{II} > TE_{água\ pura} \\ TC_I < TC_{II} < TC_{água\ pura} \end{cases}$$

14. d

x mol de sacarose $\rightarrow x$ mol de sacarose

y mol de $NaC\ell \rightarrow y$ mol de $Na^+ + y$ mol de $C\ell^-$

2y mol de partículas

z mol de $MgSO_4 \rightarrow z$ mol de $Mg^{2+} + z$ mol de SO_4^{2-}

2z mol de partículas

w mol de $MgC\ell_2 \rightarrow w$ mol de $Mg^{2+} + 2w$ mol de $C\ell^-$

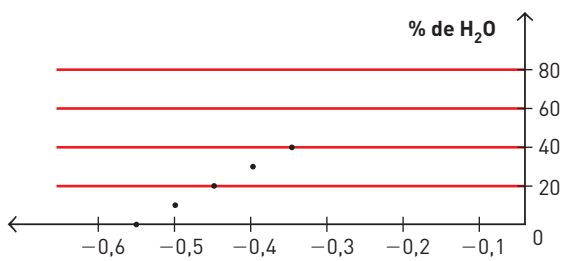
3w mol de partículas

Para todas terem a mesma temperatura de congelamento, o número de partículas deverá ser o mesmo. Assim:

$x = 2y = 2z = 3w$

15.

a)



b) Ocorre uma diluição, diminuindo a concentração da solução.

p. 140 Complemento

1.

a) $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,02$

b) $\Delta P = 14$ mmHg

c) $P = 686$ mmHg

2. $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,01$

3.

a) 0,004

b) 0,08 mmHg

c) 19,92 mmHg

4. d

$T = 20\ °C$

$P = 16,34$ mmHg

$P_2 = 17,54$ mmHg

A pressão de vapor da solução (P) é igual à pressão de vapor do solvente (P_2) multiplicada pela fração molar do solvente.

$P = x_2 \cdot P_2$

$16,34 = x_2 \cdot 17,54$

$x_2 \cong 0,93$

Logo, $x_1 = 0,07$

5.

a) $m_{C_5H_{12}} = 25\ mL \cdot 0,63\ g/L \Rightarrow m_{C_5H_{12}} = 15,75\ g$

$M_{C_5H_{12}} = 72\ g/mol \therefore n_{C_5H_{12}} = \frac{15,75\ g}{72\ g/mol} \Rightarrow n_{C_5H_{12}} = 0,22\ mol$

$m_{C_6H_{14}} = 45\ mL \cdot 0,66\ g/L \Rightarrow m_{C_6H_{14}} = 29,7\ g$

$M_{C_6H_{14}} = 86\ g/mol \therefore n_{C_6H_{14}} = \frac{29,7\ g}{86\ g/mol} \Rightarrow n_{C_6H_{14}} = 0,35\ mol$

$x_{C_5H_{12}} = \frac{0,22}{0,35+0,22} \Rightarrow x_{C_5H_{12}} = \frac{0,22}{0,57} \Rightarrow x_{C_5H_{12}} \cong 0,40$

$\therefore x_{C_6H_{14}} \cong 0,60$

A fração molar do C_5H_{12} é 0,40.

b) $P_{C_5H_{12}} = 0,40 \cdot 511 \Rightarrow P_{C_5H_{12}} = 204$ mmHg

$P_{C_6H_{14}} = 0,60 \cdot 300 \Rightarrow P_{C_6H_{14}} = 180$ mmHg

$P_{solução} = 204 + 180 \Rightarrow P_{solução} = 384$ mmHg

6. **a)** $\frac{\Delta P}{P}$ = fração molar do soluto × i

(1) $MgC\ell_2 \rightarrow \frac{\Delta P}{P} = \frac{0,010}{10} \cdot 3 \Rightarrow \frac{\Delta P}{P} = 0,0030$

(2) $C_6H_{12}O_6 \rightarrow \frac{\Delta P}{P} = \frac{0,005}{10} \cdot 1 \Rightarrow \frac{\Delta P}{P} = 0,0005$

(2) $NaC\ell \rightarrow \frac{\Delta P}{P} = \frac{0,005}{10} \cdot 2 \Rightarrow \frac{\Delta P}{P} = 0,0010$

$\frac{\Delta P}{P}$ total em (2) $= 0,0005 + 0,0010 = 0,0015$

O abaixamento da pressão de vapor em (1) é maior do que em (2). Portanto, a pressão de vapor em (2) é maior do que em (1) e irá passar água de (2) para (1). Com isso, a quantidade de água irá aumentar em (1) e diminuir em (2).

b) Supondo que x mol de H_2O passa de (2) para (1):

(1) $\frac{\Delta P}{P} = \frac{0,030}{10+x}$

(2) $\frac{\Delta P}{P} = \frac{0,005}{10-x} + \frac{0,010}{10-x} = \frac{0,015}{10-x}$

$\frac{0,030}{10+x} = \frac{0,015}{10-x} \Rightarrow x = \frac{10}{3}$ mol de H_2O

$m_{H_2O} = \frac{10}{3} \cdot 18 \Rightarrow m_{H_2O} = 60$ g

$m_{H_2O}^{(1)} = 180 + 60 \Rightarrow m_{H_2O}^{(1)} = 240$ g

$m_{H_2O}^{(2)} = 180 - 60 \Rightarrow m_{H_2O}^{(2)} = 120$ g

c) Osmose e Princípio de Le Chatelier.

d) A cada temperatura corresponde uma constante de equilíbrio; a 20 °C, as concentrações de sais de cada recipiente são diferentes das concentrações a 70 °C.

p. 142 Complemento

1. d

$\Delta t_c = K_c \cdot \omega \cdot i$

$\Delta t_c = \frac{0,52\ °C}{\text{molal}} \cdot 0,50\ \text{molal} \cdot 1$

$\Delta t_c = 0,26\ °C$

2. d

$\omega = \frac{n_1}{m_2\,(kg)} \Rightarrow \omega = \frac{0,5}{1,5}$ molal

$\Delta t_c = K_c \cdot \omega \cdot i$

$\Delta t_c = \frac{5,1\ °C}{\text{molal}} \cdot \frac{0,5}{1,5}\ \text{molal} \cdot 1$

$\Delta t_c = 1,7\ °C$

Temperatura de solidificação da solução:

$T = 5,5 - 1,7 \Rightarrow T = 3,8\ °C$

3. Massa molar = 44,3 g/mol

4.

a) 180 g/mol

b) $C_6H_{12}O_6$

5. 4 átomos. A criometria apresentou o valor mais próximo.

6. d

$\omega_{sacarose} = \frac{\frac{171}{342}}{0,93} \Rightarrow \omega_{sacarose} = 0,537$ molal

$0,537\ \text{molal} \xrightarrow{\text{produz abaixamento}} 1\ °C$

$x \xrightarrow{\text{produz abaixamento}} 6\ °C$

$x = 3,22$ molal

$\omega = \frac{1000 \cdot m_1}{M_1 \cdot m_2}$

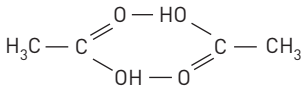
$3,22 = \frac{1000 \cdot m_1}{46 \cdot 930} \Rightarrow m_1 \cong 138$ g

7. a

8.

a) Considerando i = 1
Massa molar = 62,4 g/mol

b) 120 g/mol



9. KE = 0,5 °C · molal^{-1}
KC = 2 °C · molal^{-1}

10. A água se solidifica, mas as soluções não vão se solidificar.

11. b

O abaixamento da temperatura de congelamento de uma solução pode ser calculado por:
$\Delta t_c = K_c \cdot \omega \cdot i$, onde i é o fator de Van't Hoff, que indica o número de partículas produzidas por fórmula do soluto.
Então, temos:

$0,55\ °C = 1,86\ °C \cdot kg \cdot mol^{-1} \cdot 0,100\ mol \cdot kg^{-1} \cdot i$

$i = 3$

Das opções apresentadas, a única substância que, em solução aquosa, origina 3 partículas por fórmula é $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$:

$[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2 \xrightarrow{\text{água}} [Pt(NH_3)_4Cl_2]^{2+} + 2\,Cl^-$

12. d

Solução I:
1 milimol de glicose —— 1 milimol de partículas

2 milimol de $CaCl_2$ —— 6 milimol de partículas

Total $(2\,Ca^{2+} + 4\,Cl^-)$

7 milimol de partículas

Solução II:

$\underbrace{Fe_2(SO_4)_3}_{1\ \text{milimol}} \rightarrow \underbrace{2\,Fe^{3+}}_{2\ \text{milimol}} + \underbrace{3\,SO_4^{2-}}_{3\ \text{milimol}}$

1 milimol de $Fe_2(SO_4)_3$ —— 5 milimol de partículas

x —— 7 milimol de partículas

$x = 1,4$

$x = \frac{7,0}{5}$ milimol de $Fe_2(SO_4)_3$

CAPÍTULO 7

p. 153 Exercícios fundamentais

1. A água no interior da batata sai para dissolver o sal; com isso o volume da batata diminui e ela entra no copo.

2. O pepino deverá perder água para a salmoura, ou seja, o pepino desidrata.

3.

I. Perde água, ficando desidratada.

II. Perdem água, desidratam e morrem.

4. II, III, VI.

5. $\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i \Rightarrow \pi = 0,3 \cdot 0,082 \cdot 310 \cdot 1 \Rightarrow \pi = 7,626$ atm

p. 154 Testando seu conhecimento

1. d

2.

0-0. Verdadeiro. A água é um meio hipertônico em relação às células do corpo.

1-1. Falso. A hidratação deve ser feita com soro fisiológico, que é um meio isotônico em relação ao sangue.

2-2. Verdadeiro. A evaporação da água faz com que a seiva tenha sua concentração aumentada e provoca a subida da seiva devido à diferença de pressão osmótica.

3-3. Falso. A folha de alface murcha porque o meio é hipertônico.

4-4. Verdadeiro. Em meio isotônico as células permanecem inalteradas.

3.

a) O carbonato de cálcio reage com o ácido, originando um sal solúvel.

$CaCO_3(s) + H_3CCOOH(aq) \rightarrow Ca(H_3CCOO)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(\ell)$

b) O ovo incha em meio hipotônico (água) e murcha em meio hipertônico (salmoura).

4. a

Para ser isotônicas (mesma $P_{osmótica}$), as concentrações de partículas devem ser iguais.

1 mol de glicose → 1 mol de glicose
1 mol de sacarose → 1 mol de sacarose } isotônicas

1 mol de $NaC\ell$ → 2 mols de íons

1 mol de $CaC\ell_2$ → 3 mols de íons

5.

a) As três apresentam a mesma pressão osmótica.

b) As três fervem à mesma temperatura, acima de 100 °C a 1 atm.

6. 02 + 08 = 10

7.

a) Em *A* aumenta e em *B* diminui.

b) Aplicando em *A* uma pressão superior à pressão osmótica, provocaremos a contraosmose ou osmose reversa.

8. $\pi = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} \cdot R \cdot T \Rightarrow M_1 = \frac{m_1 \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V}$

$M_1 = \frac{0{,}02 \cdot 0{,}082 \cdot 293}{2{,}0 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow M_1 = 2{,}40 \cdot 10^5 \text{ g/mol}$

$\pi = i \cdot R \cdot T \cdot M$
$\pi = i \cdot R \cdot T \cdot \frac{n}{V}$ } n = nº de mol da substância

$n = \frac{\pi \cdot V}{i \cdot R \cdot T} \Rightarrow n = \frac{1{,}64 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot 0{,}1 \text{ L}}{1 \cdot 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}$

$n = 6{,}67 \cdot 10^{-5}$ mol

9. 3,20 g —— $6{,}67 \cdot 10^{-5}$ mol

x —— 1 mol

x = 48 000 g

Massa molar = $4{,}8 \cdot 10^4$ g/mol

10.

a) $\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$

$\pi = 0{,}15 \cdot 8{,}3 \cdot 310 \cdot 2$

$\pi = 771{,}9$ Pa

b) Não. A bebida é hipertônica devido aos carboidratos.

p. 156 Aprofundando seu conhecimento

1. Na osmose, o solvente migra da região de maior pressão de vapor para a de menor pressão de vapor.

Solução 1: Cloreto de sódio (0,15 mol/L; mesma pressão das soluções presentes nas células humanas).

Em 1 litro de solução:

$\underset{0{,}15 \text{ mol}}{NaC\ell} \rightarrow \underbrace{\underset{0{,}15 \text{ mol}}{Na^+} + \underset{0{,}15 \text{ mol}}{C\ell^-}}_{0{,}30 \text{ mol de partículas}}$

Solução 2: Cloreto de sódio (0,20 mol/L).

Em 1 litro de solução:

$\underset{0{,}20 \text{ mol}}{NaC\ell} \rightarrow \underbrace{\underset{0{,}20 \text{ mol}}{Na^+} + \underset{0{,}20 \text{ mol}}{C\ell^-}}_{0{,}40 \text{ mol de partículas}}$

Conclusão: A pressão de vapor é maior na solução 1, pois esta apresenta menor número de partículas. Consequentemente, o solvente irá migrar da célula humana para a solução 2.

2. 04

As folhas murcham, pois o solvente migra da região de maior pressão de vapor (líquido no interior das folhas) para a região de menor pressão de vapor (vinagre).

3. b

Solução X: maior pressão de vapor; hipotônica.

Solução Y: mesma pressão de vapor; isotônica.

Solução Z: menor pressão de vapor; hipertônica.

Como o tempo: Volume do glóbulo vermelho em X > Volume do glóbulo vermelho em Y > Volume do glóbulo vermelho em Z.

Quanto maior o número de partículas presentes no soluto, maior a concentração e, consequentemente, menor a pressão de vapor.

Concentração da solução X < Concentração da solução Y < Concentração da solução Z.

Pressão de vapor em X > Pressão de vapor em Y > Pressão de vapor em Z.

Conclui-se que a porcentagem em massa de sais é maior na solução Y do que na solução X.

4. A água do meio externo atravessa, por osmose, a membrana semipermeável. Com o aumento do volume no espaço da solução saturada de $NaC\ell$, a membrana elástica se estica e empurra as moléculas do princípio ativo pelos orifícios da parede rígida.

5. e

São soluções isotônicas. Por terem a mesma pressão osmótica que o sangue, não causam danos.

6. d

O processo de osmose ocorre quando um líquido atravessa uma membrana permeável ao mesmo tempo no sentido da solução menos concentrada (hipotônica) para a mais concentrada (hipertônica). Esse processo é passivo, ou seja, ocorre sem a necessidade de fornecimento de energia externa. Podemos observar a ocorrência desse processo em *A*, em que a água salgada é considerada hipertônica em relação à água doce.

Entretanto, com o fornecimento de energia, é possível provocarmos o processo inverso, chamado de osmose reversa, em que o solvente atravessa a membrana no sentido contrário ao anteriormente citado. Nesse caso, a água atravessa a membrana em direção ao meio hipotônico (água doce), conforme a figura *B*. A pressão externa provoca a osmose reversa mostrada.

7. a

I. Verdadeira. O efeito osmótico ocorre pois o meio extracelular torna-se hipertônico (mais concentrado) em função dos temperos, o que provoca a perda de água das células.

II. Verdadeira. O açúcar torna o meio extracelular também hipertônico, favorecendo a perda de líquido pelo limão.

III. Falsa. O bicarbonato de sódio é componente do fermento químico, e não do biológico, que é constituído por microrganismos (leveduras) que, ao realizarem a fermentação, liberam gás carbônico.

IV. Falsa. O aumento da pressão interna provoca um aumento na temperatura de ebulição do líquido, o que acelera o cozimento do feijão.

8.

a) Solução de NaCℓ 0,15 mol/L e glicose 0,3 mol/L.

b) Elas irão murchar, pois o meio externo está hipertônico.

9. $2 < 1 < 3$

10.

a) $\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$

$\pi = 0{,}31 \cdot 0{,}082 \cdot 300 \cdot 1$

$\pi = 7{,}626$ atm

b) Curva A = glicose

Curva B = NaCℓ

Para uma mesma temperatura, a solução de glicose apresenta maior pressão de vapor.

11.

a)

	Água salobra	**Água residual**
Massa de soluto	m	m
Volume	V	$V' = 25\% - V' = 0{,}25V$
Concentração	C = 10000 mg/L	C = ?

Como $C = \frac{m}{V}$ e sendo a massa *m* de sais um valor constante, pode-se escrever:

$C \cdot V = C' \cdot V'$

$10000 \cdot V = C' \cdot 0{,}25V$

$C' = \frac{10\,000}{0{,}25} \Rightarrow C' = 40000$ mg/L

b) A pressão osmótica de um soluto iônico é dada por $\pi V = nRTi$ ou $\pi V = \frac{m}{M} RTi$.

Portanto: $\pi = \frac{m}{V} \cdot \frac{RTi}{M} \Rightarrow \pi = \frac{CRTi}{M}$

Supondo que o soluto seja NaCℓ 100% dissociado:

$i = 2$

$M = (22{,}9 + 35{,}4)\ g \cdot mol^{-1} = 58{,}3\ g \cdot mol^{-1}$

$C = 10000\ mg/L = 10\ g/L$

$\pi = \frac{(10\ g/L) \cdot (8314\ Pa \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (300\ K) \cdot 2}{58{,}3\ g \cdot mol^{-1}}$

$\pi = 8{,}6 \cdot 10^5$ Pa

A pressão mínima a ser aplicada deve ser superior a esse valor.

c) $\pi V = nRTi$

$\pi = \frac{n}{V} RTi$ ou $\pi = \mathcal{M}RTi$

NaCℓ (i = 2) $\Rightarrow \pi = \mathcal{M}RT \cdot 2$

Na_2SO_4 (i = 3) $\Rightarrow \pi' = \mathcal{M}RT \cdot 3$

Relacionando as duas equações acima:

$\frac{\pi}{\pi'} = \frac{3}{2} \Rightarrow \pi = \frac{3}{2}\pi'$

$\pi' > \pi$

Portanto, a pressão mínima a ser aplicada se o sal fosse Na_2SO_4 teria que ser maior do que aquela usada no caso do NaCℓ.

12. a

Pressão osmótica para a lágrima:

$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$

$8{,}2 = \mathcal{M} \cdot 0{,}082 \cdot 300 \cdot 2$

$\mathcal{M} = 0{,}166$ mol/L

13. e

$27{,}36\% \Rightarrow \mathcal{M} = 0{,}2736$

$d = 1{,}25$ g/mL $= 1250$ g/L

$\tau'' d = \mathcal{M} \cdot M_1$

$\mathcal{M} = \frac{0{,}2736 \cdot 1250}{342} \Rightarrow \mathcal{M} = 1$ mol/L

c) $\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$

$\pi = 1 \cdot 0{,}082 \cdot 300 \cdot 1$

$\pi = 24{,}6$ atm

14.

Solução de glicose: $\pi_G = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot 1$

Solução de $MC\ell_2$: $\pi_{sal} = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$

Como as soluções são isotônicas:

$\pi_G = \pi_{sal}$

$\mathcal{M}_G \cdot R \cdot T \cdot 1 = \mathcal{M}_{sal} \cdot R \cdot T \cdot i$

$\mathcal{M}_G = \mathcal{M}_{sal} \cdot i$

$0{,}28 = 0{,}10 \cdot i$

$i = 2{,}8$

$1\,MC\ell_2 \rightarrow 1\,M^{+} + 2C\ell^{-}$

$i = 1 + \alpha(q - 1)$

$2{,}8 = 1 + \alpha(3 - 1)$

$2{,}8 = 1 + 2\alpha$

$\alpha = 0{,}9 \Rightarrow \alpha = 90\%$

15. a

Balão A: $\underset{0{,}2\ mol/L}{KBr} \rightarrow \underset{0{,}2\ mol/L}{K^{+}} + \underset{0{,}2\ mol/L}{Br^{-}}$

0,4 mol/L de partículas

Balão B: $\underset{0{,}1\ mol/L}{FeBr_3} \rightarrow \underset{0{,}1\ mol/L}{Fe^{3+}} + \underset{0{,}3\ mol/L}{3Br^{-}}$

0,4 mol/L de partículas

Como as duas soluções têm a mesma concentração molar de íons, apresentarão a mesma pressão osmótica e a mesma pressão de vapor. Ao abrir a torneira T_C, o sistema permanece inalterado.

UNIDADE 3

CAPÍTULO 8

p. 168 Exercícios fundamentais

1. 100 g de verduras verdes: 100 kJ
100 g de arroz: 1 500 kJ
50 g de batatas fritas: 1 200 kJ
50 g de frango grelhado: 300 kJ
2 fatias de abacaxi: 60 kJ
Total: 3 160 kJ

$1\,cal \text{ —— } 4{,}18\,J$

$x \text{ —— } 3160 \cdot 10^3\,J$

$x = 756\,kcal$

2. $1100\,kJ \text{ —— } 60\,min$

$3160\,kJ \text{ —— } x$

$x = 172{,}4\,min$

3. $2\,600\,kJ \text{ —— } 60\,min$

$x \text{ —— } 30\,min$

$x = 1300\,kJ$

1 pão: 500 kJ
5 g de manteiga: 150 kJ
Total: 650 kJ

$x \text{ —— } 1\,300\,kJ$

$1\,pão\,com\,manteiga \text{ —— } 650\,kJ$

$x = 2\,pães\,com\,manteiga$

4. $2200\,kJ \text{ —— } 60\,min$

$3000\,kJ \text{ —— } x$

$x = 81{,}8\,min$

5.

I. $\frac{4\,kJ}{1\,°C \cdot 1\,kg} = \frac{Q}{5 \cdot 2} = Q = 40\,k$

II. $40\,kJ \text{ —— } 2\,g \qquad 1\,kcal \text{ —— } 4{,}18\,kJ$

$x \text{ —— } 1\,g \qquad x \text{ —— } 20\,kJ$

$x = 20\,kJ/g \qquad x = 4{,}78\,kcal/g$

6. $Q = m \cdot c \cdot \Delta t$

$Q = 30\,000\,g \cdot \frac{1\,cal}{g\,°C} = 20\,°C$

$Q = 600\,000\,cal$

$Q = 6 \cdot 10^5\,cal = 6 \cdot 10^2\,kcal$

$1\,kcal \text{ —— } 4{,}18\,kJ$

$6 \cdot 10^2\,kcal \text{ —— } x$

$x = 2{,}508 \cdot 10^3\,kJ$

p. 169 Testando seu conhecimento

1.

a)

Hambúrguer	Valor energético por grama	Valor energético total
24 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	408 kJ (96 kcal)
20 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	760 kJ (180 kcal)
56 g de água	---	---
		1 168 kJ (276 kcal)

Pão	Valor energético por grama	Valor energético total
12,50 g de carboidrato	17 kJ (4,0 kcal)	212 kJ (50 kcal)
2,50 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	42,5 kJ (10 kcal)
1,25 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	47,5 kJ (11,25 kcal)
8,75 g de água	---	---
		302 kJ (71,25 kcal)

Valor energético total: 1 470 kJ = 347,25 kcal.

b) A energia consumida durante a caminhada deve ser igual a 1 470 kJ, que é o valor energético total. Assim:

$1\,hora = 60\,min \text{ —— } 1100\,kJ$

$x \text{ —— } 1470\,kJ$

$x = \frac{1470\,\cancel{kJ} \cdot 60\,min}{1100\,\cancel{kJ}} \Rightarrow x = 80\,min$

2. b

Observando a tabela, temos:

$39\,g\,gordura \text{ —— } 1000\,g\,leite$

$x \text{ —— } 250\,g\,leite$

$x = 9{,}75\,g\,gordura$

$97{,}5\,g \cdot 9{,}0\,kcal/g = 87{,}75\,kcal$

$46\,g\,lactose \text{ —— } 1000\,g\,leite$

$x \text{ —— } 250\,g\,leite$

$x = 11{,}5\,g\,lactose = 46\,kcal$

$32{,}5\,g\,proteína \text{ —— } 1000\,g\,leite$

$x \text{ —— } 250\,g\,leite$

$x = 8{,}125\,g\,proteína = 42{,}25\,kcal$

Total: 176 kcal

3. d

A alternativa *d*, correta, é diretamente confirmada pelos dados da tabela e do enunciado. Nela se afirma que "a combinação de arroz e feijão contém energia e nutrientes" (informação do enunciado) e que a combinação é "pobre em colesterol" (dado confirmado pela tabela). As demais alternativas ou são incorretas, ou não são diretamente confirmadas pelas informações fornecidas.

4. d

De acordo com o enunciado, o calor liberado, em kJ, por 100 g de sorvete é igual a $5 \cdot 16,7 + 22 \cdot 16,7 + 13 \cdot 37,7$, ou seja, 941. O número de sorvetes necessário para suprir a demanda de 8400 kJ é igual a $\frac{8400}{941}$, isto é, aproximadamente 9.

5. Corretas: (0–0), (1–1) e (3–3).

0-0. Verdadeira.

$$\left.\begin{array}{l} 150\text{ g do produto} \longrightarrow 100\% \\ 6\text{ g} \longrightarrow x \end{array}\right\} x = \frac{6\text{ g} \cdot 100\%}{150\text{ g}}$$

1-1. Verdadeira.

$$1\text{ g proteína} \longrightarrow 2\%\text{ das necessidades diárias}$$
$$x \longrightarrow 100\%$$
$$x = 50\text{ g de proteína}$$

3-3. Verdadeira.

$$50\text{ mg} = 50 \cdot 10^{-3}\text{ g sódio} \longrightarrow 2\%\text{ das necessidades diárias}$$
$$x \longrightarrow 100\%$$
$$x = 2,5\text{ g de sódio}$$

$$150\text{ g produto} \longrightarrow 50 \cdot 10^{-3}\text{ g sódio}$$
$$x \longrightarrow 2,5\text{ g de sódio}$$
$$x = 7,5 \cdot 10^{3}\text{ g produto} = 7,5\text{ kg}$$

p. 170 Aprofundando seu conhecimento

1. a

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 100 \cdot 1 \cdot (75 - 15)$$
$$\underbrace{Q = 6000\text{ cal}}$$
2,5 g de nozes —— 6 kcal
1 g de nozes —— x
x = 2,4 kcal = 2400 cal

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 120 \cdot 1 \cdot (90 - 15)$$
$$\underbrace{Q = 9000\text{ cal}}$$
4 g de castanha —— 9 kcal
1 g de castanha —— y
y = 2,25 kcal = 2250 cal

2. 100 mL de água de coco: 200 mg K^+ ∴ 300 mL ⇒ 600 mg K^+

Isotônico:

$$100\text{ mL} \longrightarrow 10\text{ mg } K^+$$
$$x \longrightarrow 600\text{ mg } K^+$$
$$x = 6000\text{ mL} \Rightarrow 6\text{ L}$$

3. 02 + 08 + 16 = 26

02. Correta. Pelo rótulo temos:

$$1\text{ copo de } 200\text{ mL} \rightarrow 100\text{ kcal} = 100\,000\text{ cal}$$

Necessidade diária: 2500 cal —— 1 dia

$$100\,000\text{ cal} \longrightarrow x$$
$$x = 40\text{ dias}$$

08. Correta. $C_{12}H_{22}O_{11} = 342$ g/mol

16. Correta. O meio é eletrolítico, pois foi mencionado o sódio presente na forma iônica (Na^+). Como a solução é eletricamente neutra, a existência de cátions implica a existência de ânions.

4. c

5. b

Vamos calcular a massa de cada combustível necessária para liberar a mesma quantidade de energia mencionada no texto (5400 kJ).

$$1\text{ mol } H_2 = 2\text{ g} \longrightarrow 270\text{ kJ}$$
$$x \longrightarrow 5400\text{ kJ}$$
$$x = 40\text{ g de } H_2$$

$$1\text{ mol } CH_4 = 16\text{ g} \longrightarrow 900\text{ kJ}$$
$$y \longrightarrow 5400\text{ kJ}$$
$$y = 96\text{ g de } CH_4$$

$$1\text{ mol } C_2H_5OH = 46\text{ g} \longrightarrow 1350\text{ kJ}$$
$$z \longrightarrow 5400\text{ kJ}$$
$$z = 184\text{ g de } C_2H_5OH$$

O combustível mais econômico, que teve a menor massa consumida, é o H_2.

$$1\text{ mol } CH_4 \longrightarrow 1\text{ mol } CO_2$$
$$16\text{ g} \longrightarrow 44\text{ g}$$
$$96\text{ g} \longrightarrow x$$
$$x = 264\text{ g de } CO_2$$

$$1\text{ mol } C_2H_5OH \longrightarrow 2\text{ mol } CO_2$$
$$46\text{ g} \longrightarrow 2\,(44\text{ g})$$
$$184\text{ g} \longrightarrow x$$
$$x = 352\text{ g de } CO_2$$

O combustível que produziu uma maior quantidade de CO_2 para uma mesma quantidade de energia liberada é o C_2H_5OH.

CAPÍTULO 9

p. 177 Exercícios fundamentais

1.

I. Fusão

II. Vaporização

III. Solidificação

IV. Liquefação/Condensação

V. Sublimação

2.

I. Fusão (endotérmica)

II. Vaporização (endotérmica)

III. Solidificação (exotérmica)

IV. Liquefação/Condensação (exotérmica)

V. Sublimação (endotérmica)

3. Ocorre um fenômeno físico na situação A: as moléculas de butano (C_4H_{10}) passam do estado líquido para o estado gasoso.

4. O fenômeno físico apresentado é endotérmico.

5. Ocorre um fenômeno químico na situação B: a combustão do gás butano.

6. A combustão do gás butano é um fenômeno químico exotérmico.

7. A equação química devidamente balanceada é:

$$C_4H_{10} + \frac{13}{2} O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

8. A partir das informações apresentadas temos:

1 mol ——— 2658 kJ

5 mol ——— x

x = 13 290 kJ

9. A energia liberada na queima de 29 g (0,5 mol de butano) pode ser calculada por:

1 mol de butano ——— 2658 kJ

0,5 mol de butano ——— x

x = 1329 kJ

p. 178 Testando seu conhecimento

1. c

A transformação mencionada no texto é a evaporação, como pode ser identificado através da leitura do seguinte trecho: "Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas moléculas do líquido podem ter energia para subir para a atmosfera."

2. b

I. A combustão de um gás libera energia térmica, logo é um processo exotérmico.

II. A ebulição da água é um processo que absorve calor, portanto, um processo endotérmico.

3. d

$$80 \text{ milhões de litros} = 80 \cdot 10^6\ \text{L} \cdot \frac{1000\ \text{g}}{\text{L}} = 80 \cdot 10^9\ \text{g de água}$$

1 g de água (ℓ) $\rightarrow$ 1 g de água (v) ——— 540 cal

$80 \cdot 10^6$ g de água ——— x

$x = 4{,}32 \cdot 10^{13}$ cal

4. $1\ C_2H_5OH \xrightarrow{\text{libera}} 1373$ kJ

5 mol ——— x

x = 6865 kJ

5. $2\ \text{mol}\ CO_2 \xrightarrow{\text{libera}} 1373$ kJ

1 mol ——— x

x = 686,5 kJ

6. $1\ \text{mol}\ C_2H_5OH = 46\ \text{g} \xrightarrow{\text{libera}} 1373$ kJ

460 g ——— x

x = 13 730 kJ

7.

a) $106\ C_2 + 16\ NO_3^- + HPO_4^{2-} + 122\ H_2O + 18\ H^+ \rightleftharpoons$

$\rightleftharpoons C_{106}H_{263}O_{110}N_{16}P + 138\ O_2$

b) A reação ocorre com a absorção de energia.

c) Quanto maior a formação do fitoplâncton, menor a quantidade de CO_2 presente na atmosfera, o que atenua o efeito estufa.

p. 179 Aprofundando seu conhecimento

1. a

2. a

A acetona, para evaporar, absorve o calor da água ao seu redor, provocando diminuição da temperatura dessa água; a temperatura permanecerá constante quando o volume da acetona for reduzido à metade.

3. d

$$1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6 = 180\ \text{g} \therefore \frac{1}{10}\ \text{mol é 18 g}$$

1 g de glicose ——— 4 kcal

18 g ——— x

x = 72 kcal

4. b

gasto para pedalar 1 h ——— 1800 kJ

342 g de sacarose $\xrightarrow{\text{liberam}}$ 5400 kJ

x ——— 1800 kJ

x = 144 g de sacarose

5. $16\ \text{g de}\ CH_4 \cdot \frac{2 \cdot 10^8\ \text{kJ}}{\text{mol He}} : \left(2{,}1 \cdot 10^2 \cdot \frac{\text{kJ}}{\text{mol}\ CH_4}\right) =$

$= 1{,}5 \cdot 10^7\ \text{g de}\ CH_4$

6.

a) $C_6H_{14} + 9{,}5\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 7\ H_2O + 3883$ kJ

$C_7H_{16} + 11\ O_2 \rightarrow 7\ CO_2 + 8\ H_2O + 4498$ kJ

b) 6343 kJ/mol

Supondo que a diferença de energia entre as combustões de hexano e heptano (= 615 kJ/mol) se deva apenas à presença de um CH_2 excedente, podemos estender esse raciocínio para o decano, que tem 4 radicais CH_2 a mais que o hexano: $3883 + 4 \cdot (615) = 6343$ (6343 kJ/mol).

p. 183 Exercícios fundamentais

1. Exotérmica.

2. São liberados 1208 kJ.

3. São liberados 24160 kJ.

4. Ocorre absorção de energia (calor).

5. São absorvidos 120,8 kJ.

6. $\frac{1}{2}\ N_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow NO(g);\ \Delta H = +90{,}0$ kJ/mol.

7. A: NO(g); B: $\frac{1}{2}\ N_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g)$.

8.

1 mol —— 30 g —— 90,0 kJ

270 g —— Q

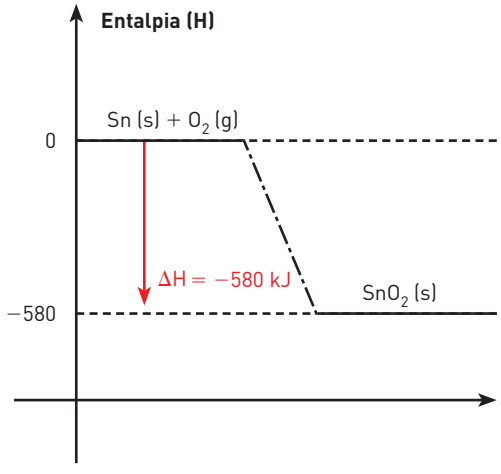
Q = 810 kJ

p. 183 Testando seu conhecimento

1. Exotérmicas: III e V; endotérmicas: I, II e IV.

2. A bolsa é quente quando ocorre uma reação que libera calor (exotérmica, $\Delta H < 0$): I e III. A bolsa é fria quando ocorre uma reação que absorve calor (endotérmica, $\Delta H > 0$): II.

3.



4. A partir da equação termoquímica apresentada temos:

1 mol de Sn —— 580 kJ liberados

4 mol de Sn —— x

x = 2320 kJ liberados

5. O calor envolvido na formação de 1510 g de SnO_2 (10 mol) pode ser calculado por:

1 mol de SnO_2 —— 580 kJ liberados

10 mol de SnO_2 —— y

y = 5800 kJ liberados

6. 1 mol de $H_2O(\ell)$ —— 286 kJ liberados

5 mol de $H_2O(\ell)$ —— x

y = 1430 kJ liberados

7. 1 mol de $H_2(g)$ —— 292 kJ liberados

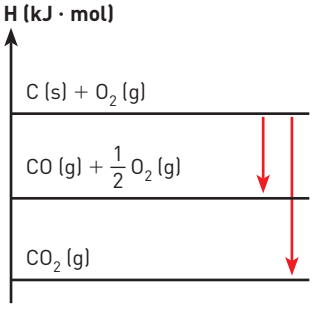
10 mol de $H_2(g)$ —— y

y = 2920 kJ liberados

8. O calor liberado no processo de solidificação corresponde a:

$-293 - (-286) = -293 + 286 = -7$ kJ

9. As combustões completas e incompletas são reações exotérmicas, no entanto a combustão completa de uma substância é mais exotérmica que sua combustão incompleta.



10. b

Para aquecer 1 L de água até a ebulição: 350 kJ.

1 C_2H_5OH = 46 g $\xrightarrow{\text{liberam}}$ 1368 kJ

x —— 350 kJ

x = 11,8 g de etanol

x ≅ 12 g de etanol

11.

a) Foram queimados 580,0 g de C_4H_{10}.

$2\ C_4H_{10} \xrightarrow{\text{liberam}} 2900\ kJ$

$2\ mol = 2\ (58\ g) \text{ —— } 2900\ kJ$

$580\ g \text{ —— } x$

$x = 14\,500\ kJ$ liberados

b) Volume molar 25 L —— 1 mol —— 58 g

x —————— 580 g

$x = 250\ L$

c) $1\ C_4H_{10}$ —— $4\ CO_2$

1 mol —— 4 mol

58 g —— 4 mol

580 g —— x

$x = 40$ mol produzidos em 1 h e 40 min

40 mol —— 100 min

x —— 1 min

$x = 0,4$ mol/min

p. 185 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. c

3. A reação absorve a energia luminosa, indisponível metabolicamente para a maior parte dos seres vivos, e a transforma em energia química, que fica armazenada nas moléculas de glicose e pode ser utilizada por outros seres vivos.

4. c

(I) Verdadeira. A equação A representa um processo endotérmico, que absorverá calor das vizinhanças. Já a equação B representa um processo exotérmico, que liberará calor para as vizinhanças, aumentando sua temperatura.

(II) Verdadeira. Como a reação libera calor, o conteúdo energético final (dos produtos) deverá ser menor em relação ao conteúdo energético inicial (dos reagentes).

(III) Falsa. O valor da variação de entalpia é dado por mol de reagente. Dessa forma, se fossem utilizados 2 mol de reagente, o valor seria modificado.

5. c

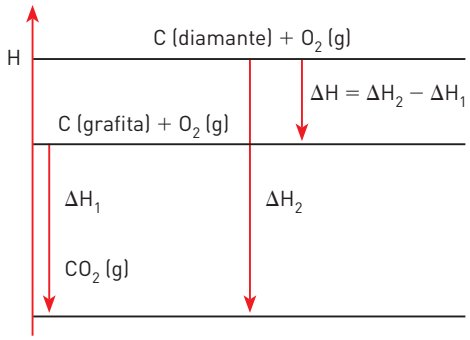
Pelo gráfico, podemos concluir:

$C\ (graf) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -394\ kJ/mol$

$C\ (graf) + \frac{1}{2}O_2\ (g) \rightarrow CO\ (g) \qquad \Delta H = -110\ kJ/mol$

$CO\ (g) + \frac{1}{2}O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -284\ kJ/mol$

6. b



$\Delta H_2 - \Delta H_1 = -395,0 - (-393,1) = -1,9\ kJ$ (liberação de energia)

7. e

1 mol de sacarose = 342 g

342 g de sacarose —— +5635 kJ

48 g de sacarose —— E

$E = +790,9\ kJ/mol$

O sinal positivo do resultado indica que a energia foi absorvida.

8. Como o $\Delta H < 0$, concluímos que a reação é exotérmica.

$H_2O_2\ (\ell) \rightarrow H_2O\ (\ell) + \frac{1}{2}O_2\ (g) \qquad \Delta H = -98,2\ kJ/mol$

$34,02\ g \text{ ———————— } \overset{\text{libera}}{98,2\ kJ}$

$3\ g \text{ ———————— } \overset{\text{libera}}{E}$

$E = 8,66\ kJ$ (liberados) $\Rightarrow \Delta H = -8,66\ kJ/3\ g\ H_2O_2\ (\ell)$

9. c

Cada mol de acetil-CoA produz 10 mol de ATP (ciclo de Krebs).

Teremos:

8 mol de acetil-CoA e 26 mol de ATP.

Quantidade total de mol de ATP: 26 + 80 = 106 (106 mol de ATP)

Cada mol de ATP produzido armazena 7 kcal, então:

1 mol —— 7 kcal

106 mol —— E

$E = 742$ kcal

10.

a) Produzidos 14 500 kJ

Foram queimados 580,0 g de C_4H_{10}.

$2\ C_4H_{10} \xrightarrow{\text{liberam}} 2900\ kJ$

$2\ mol = 2(58\ g) \text{ —— } 2900\ kJ$

$580\ g \text{ —— } x$

$x = 14500\ kJ$ liberados

b) 250 L

Volume molar 25 L ——1 mol—— 58 g

x —————— 580 g

$x = 250\ L$

c) 0,05 mol/min

$1\,C_4H_{10}$ —— $4\,CO_2$

1 mol —— 4 mol

58 g —— 4 mol

580 g —— x

x = 40 mol produzidos em 1 h e 40 min

40 mol —— 100 min

x —— 1 min

x = 0,4 mol/min

CAPÍTULO 10

p. 195 Exercícios fundamentais

1.

$\frac{1}{2}\,H_2(g) + \frac{1}{2}\,C\ell_2(g) \rightarrow HC\ell(g)$

$2\,C\,(graf) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$

$\frac{1}{2}\,N_2(g) + \frac{1}{2}\,H_2(g) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow HNO_3(\ell)$

$Na\,(s) + \frac{1}{2}\,O_2(g) + \frac{1}{2}\,H_2(g) \rightarrow NaOH\,(s)$

$6\,C\,(graf) + 6\,H_2(g) + 3\,O_2(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6\,(s)$

2.

$H_{CS_2} = +79{,}6\ kJ/mol;\ H_{NaC\ell O_3} = -359\ kJ/mol$

3.

$C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$

4. Combustão.

5.

$8\,C\,(graf) + 9\,H_2(g) \rightarrow C_8H_{18}(\ell)$

$\frac{1}{2}\,O_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_2O\,(\ell)$

$C\,(graf) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

6.

$C_3H_{18}(\ell) + \frac{25}{2}\,O_2(g) \rightarrow 8\,CO_2(g) + 9\,H_2O\,(\ell)$

7. $Q = 5 \cdot 5520 = 27\,600$ kJ liberados

8.

$\Delta H_{combustão} = -5520 = 8(-394) + 9(-285{,}5) - X \rightarrow$

$\rightarrow X = \Delta H_{C_8H_{18}} = -201{,}5\,kJ$

9. a

p. 196 Testando seu conhecimento

1. A partir da equação fornecida, temos válido que:

$6\,CO_2(g) + 6\,H_2O\,(v) \rightarrow C_6H_{12}O_6\,(s) + 6\,O_2(g)$

$\underbrace{6(-393) + 6(-241)}_{H_R = -3804} \qquad \underbrace{(-991) + 0}_{H_P = -991}$

$\Delta H = H_P - H_R = -991 - (-3804) = +2813\ kJ$

2.

$3\,MgO\,(s) + 2\,A\ell\,(s) \rightarrow 3\,Mg\,(s) + A\ell_2SO_3\,(s)$

$\underbrace{3(-600) + 0}_{H_R = -1800} \qquad \underbrace{0 + (-1670)}_{H_P = -1670}$

$\Delta H = H_P - H_R = -1670 - (-1800) = +130\ kJ$

3.

$C_6H_6(\ell) + \frac{15}{2}\,O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 3\,H_2O\,(g)$

$\underbrace{+80 + 0}_{H_R = +80} \qquad \underbrace{6(-400) + 3(-240)}_{H_P = -3120}$

$\Delta H = H_P - H_R = -3120 - 80 = -3200\ kJ$

4.

a) $C_2H_6 + \frac{7}{2}\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$

b) Calor de combustão: −405,6 kcal/mol

5.

a) $P_4S_3 + 8\,O_2 \rightarrow P_4O_{10} + 3\,SO_2$

b)

$P_4S_3 + 8\,O_2 \rightarrow P_4O_{10} + 3\,SO_2$

$\underbrace{-151 + 0}_{H_R = -151} \qquad \underbrace{-2940 + 3(-296{,}8)}_{H_P = -3830{,}4}$

$\Delta H = H_P - H_R = -3830{,}4 - (-151) = -3679{,}4\ kJ/mol\ de\ P_4O_{10}$

c)

220 g de P_4O_{10} —— 3679,4 kJ liberados

44 g de P_4O_{10} —— x

x = 735,96 kJ liberados

6.

I. Correta.

II. Incorreta. Corresponde à entalpia de combustão incompleta de etanol (formação de monóxido de carbono).

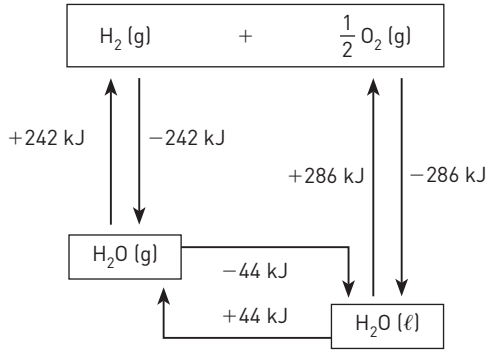
III. Correta.

IV. Correta.

V. Correta.

7. c

A obtenção de 1 mol de água gasosa a partir de O_2 e H_2 libera 242 kJ:



8. a

Teremos:

$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) + CO_2(g) \quad \Delta H = -220$ kcal/mol

16 g ——— 220 kcal liberados

32 g ——— 440 kcal liberados

A reação libera calor (exotérmica).

9. Afirmativas corretas: 02 + 04 = 06

(01) Incorreta. Considerando os valores de entalpia, pode-se afirmar que a variedade alotrópica C (grafite) é mais estável que C (diamante).

(02) Correta. O valor ΔH na equação de formação da água significa que houve liberação de 68,4 kcal/mol, pois o valor da variação de entalpia é negativo.

(04) Correta. O carbono, na forma de grafite ou diamante, ao reagir com O_2 (g), forma o mesmo produto com diferentes valores de ΔH ($-94,1$ kcal $\neq -94,5$ kcal).

(08) Incorreta. A decomposição da molécula de água consiste em processo endotérmico, pois a variação de entalpia é positiva.

10. c

O valor máximo de oxigênio utilizado na combustão implica aumento de ΔH (calor liberado).

$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell) \quad \Delta H = -802$ kJ/mol

16 g ——— 802 kJ liberados

1 g ——— E

$E = 50,125$ kJ

11.

A partir das entalpias-padrão de formação fornecidas, temos, sendo *x* a entalpia de formação do formol:

$$CH_2O(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell) \quad \Delta H = -570 \text{ kJ}$$

$$\underbrace{x + 0}_{H_R = x} \qquad \underbrace{-394 + (-286)}_{H_P = -680}$$

$\Delta H = H_P - H_R$

$-570 = -680 - x \Rightarrow x = -110$ kJ/mol

Logo, a entalpia-padrão de formação do formol corresponde a -110 kJ/mol.

12.

$$4\,As(s) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,As_2O_3(s)$$

De acordo com a estequiometria da reação, 4 mol de As formam 2 mol de As_2O_3.

Logo:

4 · 75 g de As ——— 2 · 660 kJ de As_2O_3

1500 g de As ——— x kJ de As_2O_3

$x = 6\,600$ kJ

Portanto, são liberados 6 600 kJ de energia na formação do As_2O_3.

p. 199 Aprofundando seu conhecimento

1. c

Teremos:

$$2\,A\ell(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 2\,Fe(s) + A\ell_2O_3(s) + \text{calor}$$

$$\underbrace{0 + (-824,2\text{ kJ})}_{H_R} \qquad \underbrace{0 + (-1675,7\text{ kJ})}_{H_P}$$

$\Delta H = H_P - H_R = [0 + (-1675,7)] - [0 + (-824,2)] = -851,5$ kJ

2. d

2 Se (s, α) + O_2 (g) → 2 SeO (g)

2 · 6,7 kJ 0 2 · 53,4 kJ

$\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$

$\Delta H = 2 \cdot 53,4\text{ kJ} - 2 \cdot 6,7 = 93,4$ kJ

3. O calor liberado será de 68 kJ por mol de H_2.

Reação de hidrogenação do benzeno líquido ao cicloexano líquido:

$$C_6H_6(\ell) + 3\,H_2(g) \rightarrow C_6H_{12}(\ell)$$

$$\underbrace{+49\text{ kJ} + 0}_{H_R} \qquad \underbrace{-155\text{ kJ (para 3 mol de } H_2)}_{H_P}$$

$\Delta H = -155\text{kJ} - (+49\text{kJ}) = -204\text{kJ}$

3 mol de H_2 ——— -204 kJ

1 mol de H_2 ——— E

$E = -68$ kJ

4. b

$$CH_4(g) + 3F_2(g) \rightarrow CHF_3(g) + 3HF(g)$$

$$\underbrace{(-75\text{ kJ}) + 3\,(0)}_{H_R} \qquad \underbrace{(-1437\text{ kJ}) + 3\,(-271\text{ kJ})}_{H_P}$$

$\Delta H = [-1437\text{ kJ} + 3\,(-271\text{ kJ})] - [-75\text{ kJ}]$

$\Delta H = -2175$ kJ

5.

a) Equação química balanceada da reação de combustão do metanol:

$$1\,CH_3OH(\ell) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

b) Teremos:

$$1\,CH_3OH(\ell) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

$$-239 + 0 \qquad -393,5 + (-241,8 \cdot 2)$$

$\Delta H = [-393,5 + (-241,8 \cdot 2)] - [-239 + 0] =$

$= -638,1$ kJ/mol de metanol

c) Teremos:

$$1\,CH_3OH\,(\ell) + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 1\,CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

$$32\ g \text{ ——— } 44\ g$$

$$128\ g \text{ ——— } m_{co_2}$$

$$m_{co_2} = 176\ g$$

6. e

7.

a) Equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60}:

$$10\,C_6H_6\,(\ell) + 15\,O_2\,(g) \rightarrow 30\,H_2O\,(\ell) + C_{60}\,(s)$$

b) Teremos:

$$10\,C_6H_6\,(\ell) + 15\,O_2\,(g) \rightarrow 30\,H_2O\,(\ell) + C_{60}\,(s)$$

$$\underbrace{10\,(+49\ kJ) + 0}_{H_R} \qquad \underbrace{30(-286\ kJ) + 2327\ kJ}_{H_P}$$

$$\Delta H = H_P - H_R = [30(-286\ kJ) + 2327\ kJ] - [10\,(+49\ kJ) + 0] =$$

$$= -6743\ kJ/mol\,C_{60} = -674,3\ kJ/mol\,C_6H_6$$

8. c

$$CH_3 - OH + \frac{3}{2}\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

$$(-238,5) + 0 \qquad (-393,3) + 2(-285,8)$$

$$\Delta H = H_P - H_R = -964,9 - (-238,5) = -726,4\ kJ$$

$$1\ mol \xrightarrow{\text{libera}} 726,4\ kJ$$

$$0,5\ mol \text{ ——— } x$$

$$x = 363,2\ kJ$$

9. c

$$N_2O_5\,(g) + H_2O(\ell) \rightarrow 2\,HNO_3\,(aq) \qquad \Delta H = -140\ kJ$$

$$\underbrace{x + \left(-\frac{572}{2}\right)}_{H_i = x - 286} \qquad \underbrace{-415}_{H_f = -415}$$

$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$-140 = (-415) - (x - 286)$$

$$-140 = -415 - x + 286$$

$$x = +11\ kJ$$

10. b

I. Correta. Fotossíntese: $6\,CO_2 + 6\,H_2O \rightarrow 1\,C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$

II. Incorreta.

$$NH_2CH_2COOH + O_2 \rightarrow H_2NCONH_2 + CO_2 + H_2O$$

$$2\,C_2H_5O_2N + 3O_2 \rightarrow 1\,CH_4ON_2 + 3\,CO_2 + 3\,H_2O$$

$$2\ mol \text{ ——— } 1\ mol$$

III. Correta. Calculando o ΔH da reação em II:

$$\underbrace{2\cdot(-127) + 0}_{H_i = -254} \qquad \underbrace{(-80) + 3\cdot(-94) + 3\cdot(-68)}_{H_f = -566}$$

$$\Delta H = (-566) - (-254) = -312\ kcal$$

IV. Incorreta.

11.

a)

$$2\,C_3H_5(NO_3)_3\,(\ell) \rightarrow 3\,N_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) + 6\,CO_2\,(g) + 5\,H_2O\,(g)$$

$$\underbrace{2\cdot(-364\ kJ)}_{H_R = -728\,kJ} \qquad \underbrace{0 \quad + \quad 0 \quad + 6\cdot(-394\ kJ) + 5\cdot(-242\ kJ)}_{H_P = -3574\,kJ}$$

$$\Delta H = (-3574) - (-728) = -2846\ kJ$$

$$2\ mol\ nitroglicerina = 2227\ g \xrightarrow{\text{liberam}} 2846\ kJ$$

$$4,54\ g \text{ ——— } x$$

$$x = 28,46\ kJ$$

b)

$$2C_3H_5(NO_3)_3\,(\ell) \rightarrow 3N_2\,(g) + \frac{1}{2}O_2\,(g) + 6CO_2\,(g) + 5H_2O(g)$$

$$2\ mol \qquad \underbrace{3\ mol \quad + \quad 0,5\ mol + 6\ mol \quad + \quad 5\ mol}$$

$$2\ mol \text{ ——— } 14,5\ mol$$

$$2(227\ g) \text{ ——— } 14,5\ mol$$

$$4,54\ g \text{ ——— } x$$

$$x = \frac{4,54\ \cancel{g}\cdot 14,5\ mol}{2\cdot 227\ \cancel{g}} = 0,145\ mol$$

$P = ?$
$T = 127\ °C = 400\ K$
$V = 100\ mL = 0,1\ L$

$$\sum n = 0,145\ mol$$

$$R = 0,082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$$

$$PV = \sum nRT$$

$$P = \frac{0,145\ \cancel{mol}\cdot 0,082\ atm\cancel{L}\ \cancel{mol^{-1}}\ \cancel{K^{-1}}\cdot 400\ \cancel{K}}{0,1\cancel{L}} = 47,56\ atm$$

12.

a) Cálculo da entalpia molar de formação da água:

$$\cancel{CH_4} + 2\,\cancel{O_2} \rightarrow \cancel{CO_2} + 2\,H_2O \qquad \Delta H_1 = -803\ kJ$$

$$\cancel{C} + 2\,H_2 \rightarrow \cancel{CH_4} \qquad \Delta H_2 = -75\ kJ$$

$$\cancel{CO_2} \rightarrow \cancel{C} + \cancel{O_2} \qquad \Delta H_3 = +394\ kJ$$

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O \qquad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H = (-803\ kJ) + (-75\ kJ) + 394\ kJ =$$

$$= -484\ kJ$$

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O \qquad \Delta H = -484\ kJ\ \therefore$$

$$\text{para 1 mol de } H_2O \qquad \Delta H = -242\ kJ/mol$$

b) O processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global porque libera $CO_2(g)$ e $CH_4(g)$, que estão relacionados com o efeito estufa.

c) Quantidade de metano produzida na fermentação da hexose:

hexose		metano
$58\ C_6H_{12}O_6$	$\longrightarrow$	$35,5\ CH_4$
$58 \cdot 180\ g$	$\longrightarrow$	$35,5\ mol$

$5,8 \cdot 10^3\ g \longrightarrow n$

$$n = \frac{5,8 \cdot 10^3\ g \cdot 35,5\ mol}{58 \cdot 180\ g} \Rightarrow n = 19,72\ mol\ de\ CH_4$$

13.

a) Cálculo da entalpia molar de formação:

$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

$C_3H_{10} + \frac{13}{2}\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$

b)
(i) isobutano; $-2868,8$ kJ/mol
(ii) propano; $-2208,9$ kJ/mol

c) V = 3626 L (aproximadamente)

d) 397,478 kJ de energia liberados (aproximadamente)

14.

a) Teremos as seguintes equações de combustão.

Para o metanol:

$CH_3OH(\ell) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$

$-238,6\ kJ + 0 \qquad -393,5\ kJ + 2 \cdot (-241,8\ kJ)$

$\Delta H = [-393,5\ kJ + 2 \cdot (-241,8\ kJ)] - [-238,6\ kJ + 0]$

$\Delta H = -638,5\ kJ/mol$

$32\ g$ —— $638,5$ kJ liberados

$1\ g$ —— $E_{Metanol}$

$E_{Metanol} = 19,95$ kJ liberados

Para o etanol:

$C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(\ell)$

$-277,7\ kJ + 0 \qquad 2 \cdot (-393,5\ kJ) + 3 \cdot (-241,8\ kJ)$

$\Delta H = [2 \cdot (-393,5\ kJ) + 3 \cdot (-241,8\ kJ)] - [-277,7\ kJ + 0]$

$\Delta H = -1234,7\ kJ/mol$

$46\ g$ —— $1234,7$ kJ liberados

$1\ g$ —— E_{Etanol}

$E_{Etanol} = 26,84$ kJ liberados

Portanto, o etanol libera mais energia por grama (26,84 kJ > 19,95 kJ).

b) Um automóvel da fórmula Indy pode gastar 5 litros de etanol (d = 0,80 g/mL) por volta em um determinado circuito, então:

$5\ L = 5000\ mL;\ d_{Etanol} = 0,80\ g/mL$

$1\ mL$ —— $0,80\ g$

$5000\ mL$ —— m_{Etanol}

$m_{Etanol} = 4000\ g$

$1\ g$ (etanol) —— $26,84$ kJ liberados

$4000\ g$ (etanol) —— E

$E = 107,360$ kJ

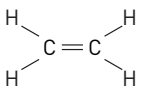
p. 206 Exercícios fundamentais

1. *X* será maior que 495 kJ porque a quebra da ligação tripla requer mais energia do que a quebra da ligação dupla ou simples.

2. $299 < a < 431$

Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos da molécula, mais difícil é romper sua ligação, portanto, maior será a energia necessária.

3.



$614 + 4 \cdot (413) = 2266$ kJ

4. Br — Br: $1 \cdot 193 = 193$ kJ

5. $2266 + 193 = 2459$ kJ

6. C — H: $4 \cdot (413) = 1652$ kJ

7. C — Br: $2 \cdot (276) = 552$ kJ

8. C — C: $348 = 348$ kJ

9. Energia total liberada: 1652 + 552 + 348 = 2552 kJ

10. A reação é exotérmica porque a quantidade de energia liberada (2552 kJ) é maior que a quantidade de energia absorvida (2459 kJ).

11. Saldo: 2552 − 2459 = 93 kJ

12.

$\Delta H = H_{lib} - H_{abs}$

$\Delta H = -93$ kJ

p. 207 Testando seu conhecimento

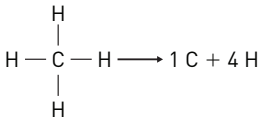
1. a

Toda quebra de ligação é endotérmica. Neste caso, são rompidas ligações interatômicas ou intramoleculares.

$N \equiv N \rightarrow 2N$

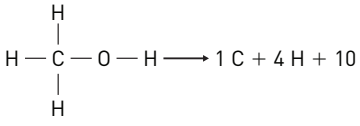
2. b

a)



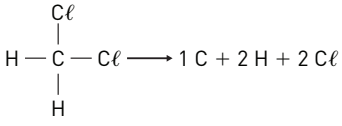
$4 \cdot (99) = 396$ kcal

b)



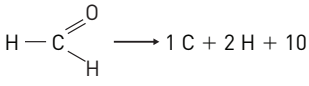
$23 \cdot (99) + 1 \cdot (86) + 1 \cdot (110) = 493$ kcal

c)



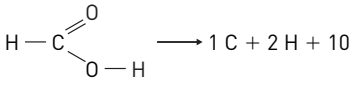
$2 \cdot (99) + 2 \cdot (81) = 350$ kcal

d)



$2 \cdot (99) + 1 \cdot (178) = 376$ kcal

e)



$1 \cdot (99) + 1 \cdot (178) + 1 \cdot (86) + 1 \cdot (110) = 473$ kcal

3. a

$H—H + C\ell—C\ell \rightarrow 2\,H—C\ell$

$\underbrace{436 \quad 243}_{\text{energia fornecida: } 679} \qquad \underbrace{2 \cdot (432)}_{\text{energia liberada: } 864}$

É liberada uma quantidade de energia maior do que a absorvida; logo, o processo é exotérmico: $\Delta H < 0$.
Saldo: $864 - 679 = 185$

$\Delta H = -185$ kcal

$2\,HC\ell$ —— 185 kcal

2 mol $\overset{\text{libera}}{——}$ 185 kcal

1 mol —— x

$x = 92{,}5$ kcal

Assim: $\Delta H = -92{,}5$ kcal/mol $HC\ell$.

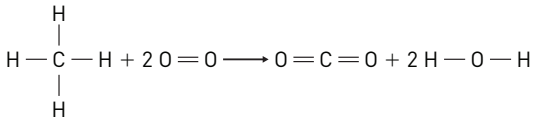
4. b

$C\ell—C\ell + H—O—H \rightarrow H—C\ell + H—O—C\ell$

$\underbrace{243 \quad 2 \cdot (464)}_{\text{energia fornecida: } 1171} \qquad \underbrace{431 \quad 464 \quad 205}_{\text{energia liberada: } 1100}$

Como é fornecida uma quantidade de energia maior do que a liberada, o processo é endotérmico: $\Delta H = +71$ kJ.

5. a



$\underbrace{243 \quad + \quad 2 \cdot (464)}_{\text{energia absorvida: } 2640} \qquad \underbrace{2 \cdot (804) \quad + \quad 4 \cdot (463)}_{\text{energia liberada: } 3460}$

Saldo: $3460 - 2640 = 820$

$\Delta H = -820$ kJ

Processo exotérmico (energia liberada > energia absorvida).

6. a

$2\,H—O—H \longrightarrow 2\,H—H + O=O$

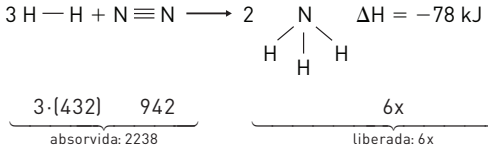
$\underbrace{4 \cdot (460)}_{\text{energia absorvida: } 1840} \qquad \underbrace{2 \cdot (436) \quad + \quad 1 \cdot (490)}_{\text{energia liberada: } 1362}$

Energia absorvida > Energia liberada

Endotérmico: $\Delta H > 0$
Saldo: 478
$\Delta H = +478$ kJ por 2 mol de H_2O

Para 1 mol de água: $\Delta H = +239$ kJ .

7. c



$\underbrace{3 \cdot (432) \quad 942}_{\text{absorvida: } 2238} \qquad \underbrace{\qquad\qquad 6x \qquad\qquad}_{\text{liberada: } 6x}$

Como $\Delta H < 0$, o processo é exotérmico, logo: energia liberada > energia absorvida.
$6x - 2238 = 78$
$x = 386$ kJ

p. 209 Aprofundando seu conhecimento

1. d

Teremos:

Etanol	Butanol
$5(C—H) = 5 \cdot 100 = 500$ kcal	$9(C—H) = 9 \cdot 100 = 900$ kcal
$1(C—C) = 1 \cdot 83 = 83$ kcal	$3(C—C) = 3 \cdot 83 = 249$ kcal
$1(C—O) = 1 \cdot 85 = 85$ kcal	$1(C—O) = 1 \cdot 85 = 85$ kcal
$1(O—H) = 1 \cdot 110 = 110$ kcal	$1(O—H) = 1 \cdot 110 = 110$ kcal
Total : 778 kcal	Total : 1344 kcal

2. Teremos:

$\frac{3}{2}\,H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,N_2\,(g) \rightarrow 1\,NH_3\,(g)$

$+\frac{3}{2}(H—H) = +\left(\frac{3}{2} \cdot 436\right)$ kJ (quebra)

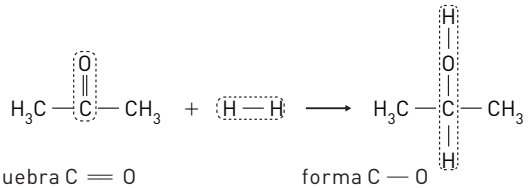
$+\frac{1}{2}(N \equiv N) = +\left(\frac{1}{2} \cdot 944\right)$ kJ (quebra)

$-3 \cdot (N—H) = -(3 \cdot 390)$kJ (formação)

$(+654 + 472 - 1170)$ kJ $= -44$ kJ

$\Delta H_{\text{formação}(NH_3)} = -44$ kJ

3. a



quebra C ═ O: 745
quebra H — H: 436
absorvida: 1181

forma C — O: 358
forma C — H: 413
forma O — H: 463
liberada: 1234

Liberada > absorvida ⇒ processo exotérmico: $\Delta H < 0$
Saldo: 53
$\Delta H = -53$ kJ

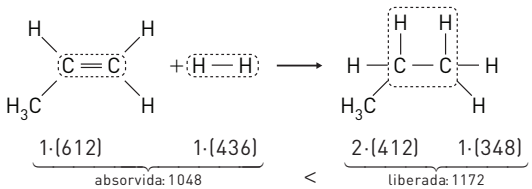
4. c

$$H{-}H + C\ell{-}C\ell \rightarrow 2\,H{-}C\ell$$

$\underbrace{432 \quad 243}_{\text{absorvida: 675 kJ}}$ $\underbrace{2\cdot(431)}_{\text{liberada: 862 kJ}}$

Liberada > absorvida ⇒ processo exotérmico: $\Delta H < 0$
Saldo: 187 kJ
$\Delta H = -187$ kJ

5. b

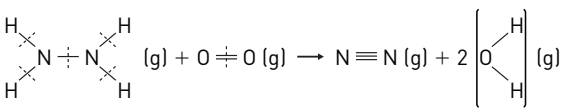


$\underbrace{1\cdot(612) \quad 1\cdot(436)}_{\text{absorvida: 1048}}$ < $\underbrace{2\cdot(412) \quad 1\cdot(348)}_{\text{liberada: 1172}}$

Liberada > absorvida ⇒ processo exotérmico: $\Delta H < 0$
Saldo: 124 kJ
$\Delta H = -124$ kJ

6.

a) $\Delta H = -585$ kJ



4 (N — H) quebradas; 1 (O ═ O) quebrada; 1 (N ≡ N) formada; 4 (O — H) formadas; 1 (N — N) quebrada

$\Sigma_{\text{energia absorvida}} = 4 \cdot (389) + 1 \cdot (163) + 1 \cdot (498) = 2217$ kJ
$\Sigma_{\text{energia liberada}} = 1 \cdot (946) + 4 \cdot (464) = 2802$ kJ
$\Sigma_{\text{energia absolvida}} > \Sigma_{\text{energia liberada}} \therefore \Delta H_{\text{reação}} < 0$
$\Delta H_{\text{reação}} = -(2802 - 2217) = -585$ kJ

b) $\Delta H = 101$ kJ

$$\underbrace{N_2H_4\,(g)}_{x} + \underbrace{O_2\,(g)}_{\text{zero}} \rightarrow \underbrace{N_2\,(g)}_{\text{zero}} + \underbrace{2\,H_2O\,(g)}_{2\cdot(-242)} \qquad \Delta H = -585 \text{ kJ}$$

$-585 = 2\cdot(-242) - x \therefore x = +101$ kJ

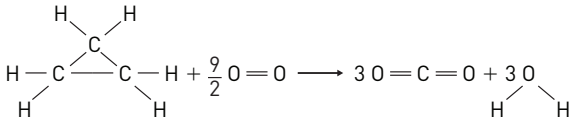
H^0_1 do O $N_2H_4\,(g) = +101$ kJ/mol

7.

a) Fórmula molecular: $C_6H_{12}O_3$

Fórmula mínima: C_2H_4O

b)



$\underbrace{6\cdot(99) + 3\cdot(83) + \frac{9}{2}\cdot(119)}_{\text{absorvida: 1378,5}}$ < $\underbrace{6\cdot(178) + 6\cdot(111)}_{\text{liberada: 1734}}$

Liberada > absorvida ⇒ processo exotérmico: $\Delta H < 0$
Saldo: 355,5 kcal
$\Delta H = -355,5$ kcal

8.

(H — F) = 497 kJ/mol

(H — Br) = 365 kJ/mol

O valor da energia de ligação do HBr é aproximadamente igual a:

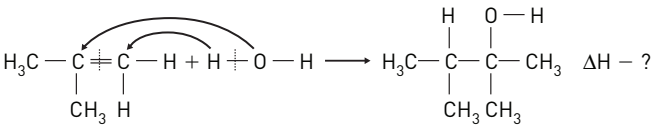
H — Cℓ (431) HBr (?) H — I (299)

$\frac{431 + 299}{2} = 365$ kJ

H — F (?) HCℓ (431) HBr (365)

$431 = \frac{? + 365}{2} = 497$ kJ

9. $\Delta H = -35$ kJ

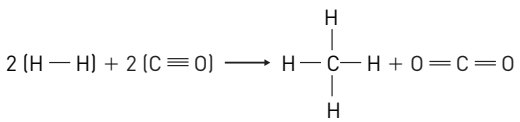


Ligações quebradas: (C ÷ C) (O — H)
Energia absorvida = 267 + 497 = 764 kJ
Ligações formadas: (C — H) + (C — O)
Energia liberada = 10 + 389 = 799 kJ
Energia liberada > energia absorvida $\therefore \Delta H < 0$
$\Delta H = -(799 - 764) = -35$ kJ

10. b

Cálculo do ΔH das reações I e II:

I. $2H_2 + 2CO \rightarrow CH_4 + CO_2$ $\quad \Delta H_1$



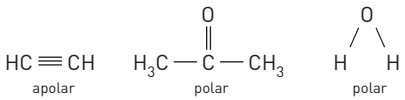
Ligações quebradas: 2(H — H) + 2 (C ≡ O)
Energia absorvida =
$2\cdot(4,4\cdot10^2) + 2\cdot(10,8\cdot10^2) = 30,4\cdot10^2$ kJ
Ligações formadas: 4(C — H) + 2(C ═ O)
Energia liberada = $4\cdot(4,2\cdot10^2) + 2\cdot(8,0\cdot10^2) = 32,8\cdot10^2$ kJ
Energia liberada > energia absorvida $\therefore \Delta H < 0$
$\Delta H_1 = -(32,8\cdot10^2 - 30,4\cdot10^2) = -2,4\cdot10^2$ kJ

II. $CH_4 + CO_2 \rightarrow 2H_2 + 2CO \qquad \Delta H = +2{,}4 \cdot 10^2$ kJ

Em *B* ocorre reação endotérmica, portanto, II.
Em *C* ocorre reação exotérmica, portanto, I. Os produtos dessa reação ($CH_4 + CO_2$) saem de *C* e entram em *D*. Portanto, o conteúdo de *D* é ($CH_4 + CO_2$). O reservatório *E* recebe os produtos de reação endotérmica (II). Portanto, o conteúdo de *E* é ($H_2 + CO$).

11.

a) O acetileno é um hidrocarboneto da classe dos alquinos.



A água é mais polar, e a acetona, por ser menos polar, favorece a dissolução do acetileno.

b)

O = C = O ligações polares e molécula apolar

ligações polares e molécula polar

c) Endotérmico, pois $\Delta H = +1207$ kJ/mol.

d) $\Delta H = -997$ kJ/mol

12.

A soma das energias de ligação do ácido oleico é igual a 21 169 kJ/mol.
Cálculo da soma das energias de ligação do oleato de metila a partir da soma das energias de ligação do ácido oleico:

- retirar uma ligação O—H = –46 kJ/mol.
- acrescentar uma ligação C—O = +336 kJ/mol.
- acrescentar uma ligação C—H = 3·(+414 kJ/mol).

A soma das energias de ligação de oleato de metila é igual a 22 286 kJ/mol.

CAPÍTULO 11

p. 217 Exercícios fundamentais

1. $\Delta H = -110{,}5$ kJ

2.

$C(graf) + \cancel{2H_2(g)} \rightarrow \cancel{CH_4(g)} \qquad \Delta H = -18$ kcal

$\cancel{CH_4(g)} \rightarrow C(g) + \cancel{2H_2(g)} \qquad \Delta H = +190$ kcal

$C(graf) \rightarrow C(g) \qquad \Delta H = -172$ kcal

3. I. $CH_4(g)$; II. $C(g) + 2H_2(g)$.

4. $\Delta H_1 = -18$ kcal; $\Delta H_2 = -190$ kcal; $\Delta H = +172$ kcal.

5. Absorção de 860 kcal.

6. Absorção de 1720 kcal.

7. $\Delta H = -94{,}4$ kcal

p. 218 Testando seu conhecimento

1. c
A Lei de Hess expressa corretamente a lei da conservação da energia nos sistemas termoquímicos. Em outras palavras, o desnível energético entre dois estados termoquímicos não depende do caminho tomado para sua transformação.

2.

$H_2O(s) \rightarrow H_2O(\ell)$

(–293,3 kJ) (–286 kJ)

$\Delta H_1 = \Delta H_{prod} - \Delta H_{reag}$

$\Delta H_1 = -286 \text{ kJ} - (-293{,}3 \text{ kJ}) = +7{,}3 \text{ kJ}$

3.

$H_2O(\ell) \rightarrow H_2O(v)$

(–286 kJ) (–242 kJ)

$\Delta H_2 = H_{prod} - H_{reag}$

$\Delta H_2 = -242 \text{ kJ} - (-286 \text{ kJ}) = +44 \text{ kJ}$

4.

$H_2O(s) \rightarrow H_2O(v)$

(–293,3 kJ) (–242 kJ)

$\Delta H_5 = H_{prod} - H_{reag}$

$\Delta H_5 = -242 - (-293{,}3) = +51{,}3 \text{ kJ}$

5.

$H_2O(v) \rightarrow H_2O(s)$

$\Delta H = (-\Delta H_1) + (-\Delta H_2) = -7{,}3 - 44 = -51{,}3 \text{ kJ}$

6.

Eq. 1) $CO(g) \rightarrow \cancel{C_{graf}} + \frac{1}{2} O_2 \qquad \Delta H_1 = -110 \cdot (-1)$ kJ

Eq. 2) $\cancel{C_{graf}} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H_2 = -394$ kJ

$CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

$\Delta H = +110 \text{ kJ} - 394 \text{ kJ} = -284 \text{ kJ}$

7.

Eq. 1) $2\,FeO(s) \rightarrow \cancel{2\,Fe(s)} + \cancel{O_2(g)} \qquad \Delta H_1 = 267{,}5 \cdot (-2)$ kJ

Eq. 2) $\cancel{2\,Fe(s)} + \cancel{\frac{3}{2} O_2}(g) \rightarrow Fe_2O_3(s) \qquad \Delta H_2 = 819{,}3$ kJ

$2\,FeO(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s) \qquad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

$\Delta H = -535 \text{ kJ} + 819{,}3 \text{ kJ} = 284{,}3 \text{ kJ}$

O processo é endotérmico e absorve 284,3 kJ de calor.

8.

Eq. 2) $H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$ $\quad \Delta H_1 = -286\ (-1)$ kJ

Eq. 1) $H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (v)$ $\quad \Delta H_2 = -242$ kJ

$H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2O\ (v)$ $\quad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

$\Delta H = 286 - 242 = 44$ kJ

1 mol de H_2O —— 18 g de H_2O absorve 44 kJ

$1{,}8 \cdot 10^3$ g ———— x

$$x = \frac{1{,}8 \cdot 10^3\ g \cdot 44\ kJ}{18\ g} = 4{,}4 \cdot 10^3\ kJ \text{ absorvidos}$$

9.

a)

Eq. 1) $6\ NH_3\ (g) + 7{,}5\ O_2\ (g) \rightarrow \cancel{6\ NO\ (g)} + \cancel{9\ H_2O\ (\ell)}$ $\quad \Delta H_1 = -1170 \cdot 1{,}5$ kJ

Eq. 2) $\cancel{6\ NO\ (g)} + 3\ O_2\ (g) \rightarrow \cancel{6\ NO_2\ (g)}$ $\quad \Delta H_2 = -394 \cdot 3$ kJ

Eq. 3) $\cancel{6\ NO_2\ (g)} + \cancel{2\ H_2O\ (\ell)} \rightarrow 4\ NH_3\ (aq) + 2\ NO_2\ (g)$ $\quad \Delta H_3 = -276$ kJ

$6\ NH_3\ (g) + 10{,}5\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ HNO_3\ (aq) + 2\ NO\ (g) + 7\ H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

b)

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

$\Delta H = -1170 \cdot 1{,}5 - 394{,}3 \cdot 3 - 276$

$\Delta H = -3213$ kJ

c)

1 mol de HNO_3 —— 63 g libera 3213 kJ

$128 \cdot 10^6$ —— x

$$x = \frac{128 \cdot 10^6\ g \cdot 3213\ kJ}{63\ g} = 6528 \cdot 10^6\ kJ$$

10.

$NaHCO_3$ aparece na quarta equação, na quantidade de 2 mol, porém nos produtos; devemos então inverter a quarta equação.
Na_2CO_3 aparece na terceira equação, na quantidade de 1 mol e nos produtos.
CO_2 aparece na segunda equação, na quantidade de 1 mol e nos produtos.
H_2O aparece na primeira equação, na quantidade de 1 mol e nos produtos.
Assim:

Eq. 4) $2\ NaHCO_3 \rightarrow 2\ Na + H_2 + 2\ C + 3\ O_2$ $\quad \Delta H_1 = -1900 \cdot (-1)$ kJ

Eq. 3) $2\ Na + C + \frac{3}{2}\ O_2 \rightarrow Na_2CO_3$ $\quad \Delta H_2 = -1130$ kJ

Eq. 2) $C + O_2 \rightarrow CO_2$ $\quad \Delta H_3 = -394$ kJ

Eq. 1) $H_2 + \frac{1}{2}\ O_2 \rightarrow H_2O$ $\quad \Delta H_4 = -242$ kJ

$2\ NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$ $\quad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$

$\Delta H = 1900$ kJ $- 1130$ kJ $- 394$ kJ $- 242$ kJ

$\Delta H = +134$ kJ

11.

Eq. 1) $C_6H_{12}O_6\ (s) + \cancel{6\ O_2\ (g)} \rightarrow \cancel{6\ CO_2\ (g)} + \cancel{6\ H_2O\ (\ell)}$ $\quad \Delta H_1 = -2\,808\ kJ$

Eq. 2) $\cancel{6\ CO_2\ (g)} + \cancel{4\ H_2O\ (\ell)} \rightarrow 2\ C_3H_5O_3\ (s) + \cancel{5\ O_2\ (g)}$ $\quad \Delta H_2 = -1158\ kJ \cdot (-2)$

$C_6H_{12}O_6\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ C_3H_5O_3\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$ $\quad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

$\Delta H = -2\,808 + 2\,316 = -492\ kJ$

12.

Eq. 1) $H_2S\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + S\ (g)$ $\quad \Delta H_1 = -21\ kJ\ (-1)$

Eq. 2) $S\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow SO_2\ (g)$ $\quad \Delta H_2 = -297\ kJ$

Eq. 3) $H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (g)$ $\quad \Delta H_3 = -242\ kJ$

$H_2S\ (g) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 5\ O_2\ (g) + H_2O\ (g)$ $\quad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

$\Delta H = +21\ kJ + (-297\ kJ) + (-242\ kJ) = -518\ kJ$

p. 220 Aprofundando seu conhecimento

1. b

Aplicando a Lei de Hess, vamos manipular as equações parciais (2 e 3) de forma a somá-las e obter a equação desejada:
Equação 2 (invertida e multiplicada por 2)

$2\ CuO(s) \rightarrow 2\ Cu\ (s) + O_2\ (g) \quad \Delta H_1 = +78\ kcal$

Equação 3 (mantida)

$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \quad \Delta H_2 = -93\ kcal$

A equação global apresenta:

$\Delta H_{TOTAL} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +78 - 93 = -15\ kcal$

2. b

Aplicando a Lei de Hess devemos inverter as duas equações e obteremos a reação de decomposição do poluente (NO_2):

$\cancel{2\ NO\ (g)} \rightarrow N_2\ (g) + O_2\ (g) \quad \Delta H = -180\ kcal$

$2\ NO_2\ (g) \rightarrow \cancel{2\ NO_2\ (g)} + O_2\ (g) \quad \Delta H = +114\ kcal$

$2\ NO_2\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \quad \Delta H = -66\ kcal$

A reação é exotérmica e a quantidade de energia liberada é menor do que 114 kJ.

3. $H_2O\ (g) + C\ (s) \rightarrow CO\ (g) + H_2\ (g)$ (equação global)

Para obtermos a equação global, devemos aplicar a Lei de Hess com as equações fornecidas. Assim:

Eq. I (inverter) $\quad H_2O\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \quad \Delta H^0 = +242{,}0\ kJ$

Eq. II (inverter) $\quad C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \quad \Delta H^0 = -393{,}5\ kJ$

Eq. II (inverter e dividir por 2) $\quad CO_2\ (g) \rightarrow CO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \quad \Delta H^0 = +258{,}5\ kJ$

$H_2O\ (g) + C\ (s) \rightarrow CO\ (g) + H_2\ (g)$ com valor de $\Delta H = +87\ kJ$ por mol de hidrogênio produzido. Assim:

2 g de H_2 produzido ——— +87 kJ

1000 g ——— E

E = 43 500 kJ/kg de hidrogênio produzido

4. b

$C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H_C^0 = -1301\,kJ/mol$

$2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell) \rightarrow C_2H_6(g) + \frac{7}{2} O_2(g)$ $\quad \Delta H_C^0 = +1561\,kJ/mol$

$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H_C^0 = -572\,kJ/mol$

$C_2H_2(g) + 2\,H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$ $\quad \Delta H_C^0 = -372\,kJ/mol$

5. b

Aplicando a Lei de Hess, teremos:

$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\quad \Delta H = -241,8\,kJ$ (multiplicar por 2)

$N_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow N_2O(g)$ $\quad \Delta H = 81,6\,kJ$ (manter)

$N_2(g) + 2\,H_2(g) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow NH_4NO_3(s)$ $\quad \Delta H = -365,3\,kJ$ (manter)

Então:

$2\,H_2(g) + 1\,O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\quad \Delta H_1 = 2 \cdot (-241,8)\,kJ = -483,6\,kJ$

$N_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow N_2O(g)$ $\quad \Delta H_2 = 81,6\,kJ$

$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2(g) + 2\,H_2(g) + \frac{3}{2} O_2(g)$ $\quad \Delta H_3 = +365,3\,kJ$

$NH_4NO_3(s) \xrightarrow{\text{global}} N_2O(g) + 2\,H_2O(g)$

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = (-483,6 + 81,6 + 365,3)\,kJ = -36,7\,kJ$

São 36,7 kJ liberados.

6. b

Utilizando a Lei de Hess, podemos chegar à equação global:

$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\,O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(\ell)$

Manipulando-se de forma conveniente as equações fornecidas:

Eq. I (inverter) $\quad C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 6\,C(s) + 6\,H_2(g) + 3\,O_2(g)$ $\quad \Delta H = +1263\,kJ \cdot mol^{-1}$

Eq. II (×6) $\quad 6\,C(s) + 6\,O_2(g) \rightarrow 6\,O_2(g)$ $\quad \Delta H = -2\,478\,kJ \cdot mol^{-1}$

Eq. III (×6) $\quad 6\,H_2(g) + 3\,O_2(g) \rightarrow 6\,H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H = -1716\,kJ \cdot mol^{-1}$

$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\,O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(\ell)$ (equação global)

O valor de ΔH pode ser obtido somando-se os valores das equações. Assim:

$\Delta H_{combustão} = +1263 - 2\,478 - 1716 = -2931\,kJ/mol$ de glicose.

7. c

Aplicando a Lei de Hess, vem:

$C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + H_2O(\ell)$ (manter)

$C_2H_6(g) + \frac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell)$ (inverter)

$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ (manter e multiplicar por 2)

Então:

$C_2H_2\,(g) + \frac{5}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H^0_{C_1} = -1301\,kJ/mol$

$2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell) \rightarrow C_2H_6\,(g) + \frac{7}{2}\,O_2\,(g) \qquad \Delta H^0_{C_2} = +1561\,kJ/mol$

$2\,H_2\,(g) + 1\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H^0_{C_3} = 2\cdot(-286)\,kJ/mol$

$C_2H_2\,(g) + 2\,H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g)$

$\Delta H = \Delta H^0_{C_1} + \Delta H^0_{C_2} + \Delta H^0_{C_3} = -1301 + 1561 + 2\cdot(-286) = -312\,kJ$

$30\,g\ (C_2H_6) \text{ ——— } 312\,kJ \text{ liberados}$

$12{,}0\cdot10^6\,g\ (C_2H_6) \text{ ——— } E$

$E = 1{,}25\cdot10^8\,kJ \text{ (liberados)}$

8. e

De acordo com a Lei de Hess:

$C\,(s) + \cancel{H_2O\,(g)} \rightarrow \cancel{CO\,(g)} + \cancel{H_2\,(g)} \qquad \Delta H_1 = +150\,kJ/mol$

$\cancel{CO\,(g)} + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H_2 = -273\,kJ/mol$

$\cancel{H_2\,(g)} + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow \cancel{H_2O\,(g)} \qquad \Delta H_3 = -231\,kJ/mol$

$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H = +150 - 273 - 231 = -354\,kJ/mol$

9. c

$C_{graf} + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H = -393\,kJ \qquad \text{(manter)}$

$C_{diam} + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H = -395\,kJ \qquad \text{(inverter)}$

$C_{graf} + \cancel{O_2\,(g)} \rightarrow \cancel{CO_2\,(g)} \qquad \Delta H_1 = -393\,kJ$

$\cancel{CO_2\,(g)} \rightarrow C_{diam} + \cancel{O_2\,(g)} \qquad \Delta H_2 = +395\,kJ$

$C_{graf} \rightarrow C_{diam}$

$\Delta H_{final} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -393 + 395 = +2\,kJ$

10. e

I. Incorreta. Pela Lei de Hess:

$C_{graf} + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H = -94{,}06\,kcal\cdot mol^{-1} \qquad \text{(manter)}$

$C_{diam} + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H = -94{,}51\,kcal\cdot mol^{-1} \qquad \text{(inverter)}$

Então:

$C_{graf} + \cancel{O_2\,(g)} \rightarrow \cancel{CO_2\,(g)} \qquad \Delta H_1 = -94{,}06\,kcal\cdot mol^{-1}$

$\cancel{CO_2\,(g)} \rightarrow C_{diam} + \cancel{O_2\,(g)} \qquad \Delta H_2 = +94{,}51\,kcal\cdot mol^{-1}$

$C_{graf} \xrightarrow{\text{global}} C_{diam}$

$\Delta H_{total} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -94{,}06 + 94{,}51 = +0{,}45\,kcal\cdot mol^{-1}$

II. Correta. 94,51 kcal > 94,06 kcal.

III. Incorreta. Ambas as reações são exotérmicas, pois apresentam variação de entalpia menor que zero.

11.

a) Aplicando a Lei de Hess:

$CaO\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell)$ $\Delta H^0 = -186$ kJ (manter)

$CaO\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightarrow Ca(OH)_2\,(s)$ $\Delta H^0 = -65$ kJ (inverter)

$Ca(OH)_2\,(s) \rightarrow Ca(OH)_2\,(aq)$ $\Delta H^0 = -13$ kJ (inverter)

Então:

$\cancel{CaO\,(s)} + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell)$ $\Delta H_1^0 = -186$ kJ

$\cancel{Ca(OH)_2}\,(s) \rightarrow \cancel{CaO\,(s)} + H_2O(\ell)$ $\Delta H_2^0 = +65$ kJ

$Ca(OH)_2\,(aq) \rightarrow \cancel{Ca(OH)_2\,(s)}$ $\Delta H_3^0 = +13$ kJ

$2\,HC\ell\,(aq) + Ca(OH)_2\,(aq) \rightarrow CaC\ell_2\,(aq) + 2H_2O\,(\ell)$

$\Delta H_{final} = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + \Delta H_3^0 = -186 + 65 + 13 = -108$ kJ

b) A partir da primeira reação, $CaO\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell)$, teremos:

$CaO\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell)$ $\Delta H = -186$ kJ

56 g ——— 186 kJ (liberados)

280 g ——— E

$E_{(liberada)} = 930$ kJ $\Rightarrow$ Reação exotérmica

12.

Equações obtidas a partir dos dados fornecidos:

$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$ $\Delta H_1 = -1368\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2 + \frac{1}{2}\,O_2 \rightarrow H_2O$ $\Delta H_2 = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$

Equação da obtenção do hidrogênio a partir do etanol:

$C_2H_5OH + 2\,H_2O + \frac{1}{2}\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 5\,H_2$

Então:

$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$ $\Delta H_1 = -1368\ kJ \cdot mol^{-1}$ (manter)

$H_2 + \frac{1}{2}\,O_2 \rightarrow H_2O$ $\Delta H_2 = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$ (multiplicar por 5 e inverter)

$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$ $\Delta H_1 = -1368\ kJ \cdot mol^{-1}$

$5\,H_2O \rightarrow 5\,H_2 + \frac{5}{2}\,O_2$ $\Delta H_2 = 5 \cdot (+286)\ kJ \cdot mol^{-1}$

$C_2H_5OH + 2\,H_2O + \frac{1}{2}\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 5\,H_2$ $\Delta H_{total} = \Delta H_1 + \Delta H_2$

$\Delta H_{total} = -1368 + 5 \cdot (+286) = +62$ kJ

13.

a) A partir da tabela, obtemos as seguintes equações:

$Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2e^-$ $\quad \Delta H_{form}H^0 = -467\ kJ \cdot mol^{-1}$ (inverter)

$\frac{1}{2}F_2(g) + 1e^- \rightarrow 1F^-(aq)$ $\quad \Delta H_{form}H^0 = -335\ kJ \cdot mol^{-1}$ (inverter e multiplicar por 2)

$Mg(s) + F_2(g) \rightarrow MgF_2(s)$ $\quad \Delta H_{form}H^0 = -1124\ kJ \cdot mol^{-1}$ (manter)

$Mg^{2+}(aq) + \cancel{2e^-} \rightarrow \cancel{Mg(s)}$ $\quad \Delta H_{form}H^0 = +467\ kJ \cdot mol^{-1}$

$2F^-(aq) \rightarrow \cancel{1F_2(g)} + \cancel{2e^-}$ $\quad \Delta H_{form}H^0 = 2 \cdot (+335)\ kJ \cdot mol^{-1}$

$\cancel{Mg(s)} + \cancel{F_2(g)} \rightarrow MgF_2(s)$ $\quad \Delta H_{form}H^0 = -1124\ kJ \cdot mol^{-1}$

$Mg^{2+}(aq) + 2 \cdot F^-(aq) \xrightarrow{\text{global}} MgF_2(s)$

$\Delta H_{total} = +467 + 2 \cdot (+335) + (-1124) = +13\ kJ$

b) Teremos:

$$Mg^{2+}(aq) + 2F^-(aq) \rightarrow MgF_2(s)$$

$$\underbrace{-467\ kJ + 2 \cdot (-335)\ kJ}_{H_R} \qquad \underbrace{-1124\ kJ}_{H_P}$$

$\Delta H = H_P - H_R = -1124 - [-467 + 2 \cdot (-335)] = -1124 - (-467 - 670) = +13\ kJ$

p. 227 Complemento

1.

$1H^+ + 1OH^- \rightarrow H_2O$ $\quad \Delta H = -57,7\ kJ$

$2\ HC\ell + 2\ KOH$

$2\ H^+ + 2\ OH^- \rightarrow 2\ H_2O$ $\quad \Delta H = -115,4\ kJ$

2. c

1 ácido forte + 1 base forte $\xrightarrow{\text{libera}}$ 58kJ

$HC\ell(aq) + KOH(aq) \rightarrow KC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

3. d

Ácido forte + base forte → maior liberação de calor

$HC\ell + NaOH \rightarrow |\Delta H_{11}|$

$HC\ell + KOH \rightarrow |\Delta H_{21}|$

$HNO_3 + NaOH \rightarrow |\Delta H_{12}|$

$HNO_3 + KOH \rightarrow |\Delta H_{22}|$

$|\Delta H_{11}| = |\Delta H_{21}| = |\Delta H_{12}| = |\Delta H_{22}|$

Ácido fraco + base fraca → menor liberação de calor

$H_3CCOOH + NH_4OH \rightarrow |\Delta H_{33}|$

Ácido forte + base fraca ou um valor para calor liberado intermediário

Ácido fraco + base forte

$NH_4OH + HC\ell \rightarrow |\Delta H_{31}|$

$NH_4OH + HNO_3 \rightarrow |\Delta H_{32}|$

$NaOH + H_3CCOOH \rightarrow |\Delta H_{13}|$

$KOH + H_3CCOOH \rightarrow |\Delta H_{23}|$

$|\Delta H_{31}| = |\Delta H_{32}| = |\Delta H_{13}| = |\Delta H_{23}|$

4.

I. A titulação de volumes iguais de cada uma das soluções requer o mesmo volume de solução padrão de NaOH. Não se distingue, portanto, cada uma das soluções:

$HX + NaOH \rightarrow NaX + H_2O$ (fraco)

$HY + NaOH \rightarrow NaY + H_2O$ (forte)

II. Permite, pois a reação de 1 mol de qualquer ácido forte (HY) com 1 mol de qualquer base forte (NaOH) libera sempre a mesma quantidade de calor (13,7 kcal).
A reação de 1 mol de ácido fraco (HX) com 1 mol de base forte (NaOH) libera quantidade de calor menor que 13,7 kcal.

5. c

$$n_{NaOH} = \frac{2\ g}{40\ g \cdot mol^{-1}} = 0{,}05\ mol\ de\ NaOH$$

$$1\,HC\ell + 1\,NaOH \rightarrow 1\,NaC\ell + 1\,H_2O$$

1 mol ——— 1 mol ——— 1 mol

0,05 mol ——— 0,05 mol ——— 0,05 mol

1 cal ——— 4,18 J

660 cal ——— x

x = 2758,8 J = 2,7588 kJ

0,05 mol ——— 2,7588 kJ

1 mol ——— x

x = 55,176 kJ

6.

a) $H_2SO_4 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$

b) $n_{H_2SO_4} = 5 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot 50 \cdot 10\ L = 250\ mol$

1 mol de H_2SO_4 reage com 2 mol de NaOH $\rightarrow n_{NaOH} = 500\ mol$

$m_{NaOH} = 500\ mol \cdot 40\ g/mol = 20\,000\ g = 20\ kg$

c) Para cada mol de H_2SO_4 neutralizado são formados 2 mol de água, portanto, nas condições do item b, são produzidos 500 mol de água.

$\Delta H = -13{,}8 \cdot 500 = -6\,900\ kcal$

d) $m_{H_2SO_4}$ em 10 mL de ácido = 19,6 g

$n_{H_2SO_4} = 19{,}6\ g / 98{,}0\ g \cdot mol^{-1} = 0{,}2\ mol$

$\Delta H = -20{,}2 \cdot 0{,}2 = 4{,}04\ kcal$

$\Delta T = 4040\ cal / 100\ cal / °C = 40{,}40\ °C$

p. 229 Exercícios

1. a

2. e

3. e

Pelo diagrama:

$NaC\ell\,(s) \rightarrow Na^+\,(g) + C\ell^-\,(g)$ $\quad \Delta H_1 = +766\ kJ$

$Na^+\,(g) + C\ell^-\,(g) \rightarrow Na^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$ $\quad \Delta H_2 = -760\ kJ$

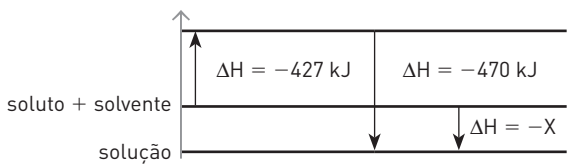
Somando membro a membro e aplicando a Lei de Hess:

$NaC\ell\,(s) \rightarrow Na^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$ $\quad \Delta H = ?$

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +766 - 760 = +6\ kJ$

A reação é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

4.

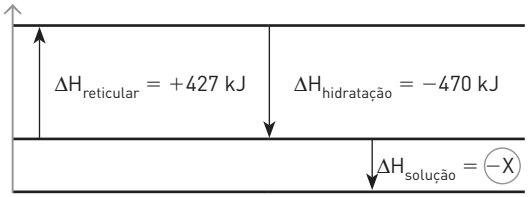


A dissolução, ou seja, a preparação da solução, é um processo exotérmico ($\Delta H = -x$), logo podemos concluir que $E_{hidratação} > E_{reticular}$, lembrando que $E_{hidratação}$ é sempre exotérmico e $E_{reticular}$ é sempre endotérmico.

a) Energia reticular $\Rightarrow |\Delta H = +427\ kJ|$

b) Energia hidratação $\Rightarrow |\Delta H = -470\ kJ|$

c) H



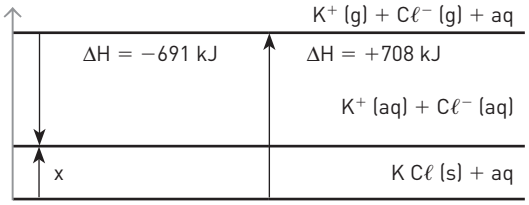
$|427| + |x| = |470|$

$x = 43\ kJ$

$\Delta H_{solução} = -43\ kJ$

5.

Entalpia (kJ)



a)

$KC\ell\,(s) + \cancel{aq} \rightarrow K^+\,(g) + C\ell\,(g) + \cancel{aq}$ $\quad \Delta H_{reticular} = +708\ kJ$

b)

$K^+\,(g) + C\ell\,(g) + aq \rightarrow K^+\,(aq) + C\ell\,(aq)$ $\quad \Delta H_{hidratação} = -691\ kJ$

c)

$x = \Delta H_{solução}$

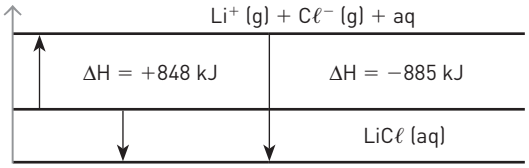
$|x| + |691| = |708|$

$x = 17$

$\Delta H_{solução} = +17\ kJ$

6.

Entalpia (kJ)



a) $\Delta H_{reticular} = +885\ kJ$

b) $\Delta H_{hidratação} = -885\ kJ$

c) $\Delta H_{solução} = -37\ kJ$

7.

São corretas: 0-0; 1-1; 3-3

$NH_4C\ell\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightarrow NH_4^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$ $\quad \Delta H = +14{,}8\ kJ$

Como o ΔH da solução é endotérmico ($\Delta H > 0$), podemos concluir que: $|\Delta H_{reticular}| > |\Delta H_{hidratação}|$.

p. 231 Complemento

1. e

2. b

$$\underset{\text{(S)}}{} \xrightarrow{\text{aumento de entropia}} \underset{\text{(L)}}{} \xrightarrow{} \underset{\text{(G)}}{}$$

3. Corretos: 1-4; 3-3; 4-4.

4. (0-0) Correta. $CO + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO_2$. Toda combustão é exotérmica.

(1-1) Correta.

$$C_6H_{14}(\ell) + \frac{19}{2} O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + H_2O(g) \qquad \Delta H = -4163\ kJ$$

$$6\ CO(g) + 7\ H_2O(g) \rightarrow C_6H_{14}(\ell) + \frac{13}{2} O_2(g) \qquad \Delta H = +2465\ kJ$$

$$6\ CO(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -1698\ kJ$$

6 mol de CO $\xrightarrow{\text{liberados}}$ 1698 kJ

1 mol de CO ——— x

x = 283 kJ liberados

$\Delta H = -283$ kJ/mol de CO

(3-3) Correta. A combustão completa sempre libera mais calor do que a incompleta.

(4-4) Correta.

5.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G = 9713 - (T \cdot 23{,}04)$

Para o processo ser espontâneo, $\Delta G < 0$; para tanto:

$9713 < T \cdot 26{,}04 \Rightarrow T > 373\ K$ ou $T > 100\ °C$

6. a

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Espontâneo: $\Delta G < 0$

$\Delta G = -108{,}28 \cdot 10^3 - [T \cdot (-131{,}63)]$

$|-108{,}28 \cdot 10^3| < |-T \cdot 131{,}63|$

$T < 822\ K$

$T < 549\ °C$

7. 4

8. 2

9. 1

10. 3

11. 4

12. 1 e 2

13. a

$$\underbrace{CaO(s)}_{-150} + \underbrace{C_{graf}}_{zero} \rightarrow \underbrace{CaC_2(s)}_{-30} + \underbrace{CO(g)}_{-70}$$

$H_i = -150$ $\qquad$ $H_f = -100$

$\Delta H = (-100) - (-150)$

$\Delta H = +50$ kcal

$$\underbrace{CaO(s)}_{24 \cdot 10^{-3}} + \underbrace{C_{graf}}_{1 \cdot 10^{-3}} \rightarrow \underbrace{CaC_2(s)}_{20 \cdot 10^{-3}} + \underbrace{CO(g)}_{45 \cdot 10^{-3}}$$

$S_i = 25 \cdot 10^{-3}$ $\qquad$ $S_f = 65 \cdot 10^{-3}$

$\Delta S = (65 \cdot 10^{-3}) - (25 \cdot 10^{-3})$

$\Delta S = 40 \cdot 10^{-3}$ kcal

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G = +50 - (T \cdot 40 \cdot 10^{-3})$

$\Delta G < 0$

$50 < T \cdot 40 \cdot 10^{-3}$

$T < 1250\ K$

$T < 977\ °C$

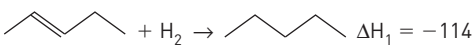
14.

(0-0) Falsa. $114 < 118$

(1-1) Correta. $H_2(g)$ no estado padrão H = zero

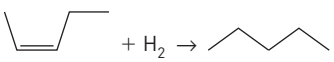
(2-2) Correta.

1.

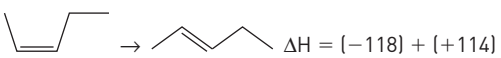


$\Delta H_1 = -114$

2.



$\Delta H_2 = -118$



$\Delta H = (-118) + (+114)$

$\Delta H = -4$ kJ

(3-3) Falsa. O ΔS deveria ser positivo.

(4-4) Correta.

$\Delta G = (-114) - [300 \cdot (-124 \cdot 10^{-3})]$

$\Delta G = (-114) - (-37{,}2)$

$\Delta G = -76{,}8$ kJ

15. Montando a reação:

$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

CaO:

$\Delta H = -635{,}1$ kJ $\qquad$ $\Delta S = 39{,}8$ J

CO_2:

$\Delta H = -393{,}5$ kJ $\qquad$ $\Delta S = 213{,}6$ J

$CaCO_3$:

$\Delta H = -1206{,}9$ kJ $\qquad$ $\Delta S = 92{,}9$ J

Devemos calcular o ΔH da reação, utilizando a seguinte fórmula:

$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

reagentes $\rightarrow$ produto

$$\Delta H_{reação} = \Delta H_{produto} - \Delta H_{reagente}$$

$$\Delta H_{reação} = -1206,9 - (-635,1 - 393,5)$$

$$\Delta H_{reação} = -178,3 \text{ kJ}$$

Entropia ΔS da reação:

$$\Delta S_{reação} = \Delta S_{produto} - \Delta S_{reagentes}$$

$$\Delta S_{reação} = 92,9 - (39,8 + 213,6)$$

$$\Delta S_{reação} = -160,5 \text{ J}$$

Como a entalpia está em kJ e a entropia em J, dividimos $-160,5$ por 1 000 para transformar em kJ.

$$\Delta S_{reação} = \frac{-160,5}{1000}$$

$$\Delta S_{reação} = -0,1605$$

$$\Delta G < 0$$

$$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$$

$$-T \cdot \Delta S < \Delta H$$

$$-T < \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$ (inverte o sinal ao passar de $-T$ para T)

$$T > \frac{-178,3}{-0,1605}$$

$$T > 1110,9$$

A temperatura tem que ser maior que 1 110,9 K.

UNIDADE 4

CAPÍTULO 12

p. 240 Exercícios fundamentais

1. $2\,H_2O \rightarrow 2\,H_2 + O_2$

2. I. $\underbrace{H_2}_{+1}O$; $\underbrace{H_2}_{0}$; II. $H_2\underbrace{O}_{-2}$; $\underbrace{O_2}_{0}$

3. $\underbrace{P_4}_{0} + 5\,\underbrace{O_2}_{0} \rightarrow \underbrace{P_4}_{+5}\underbrace{O_{10}}_{-2}$

4. $Mg\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow MgC\ell_2\,(aq) + H_2\,(g)$

5. Formou o sal solúvel $MgC\ell_2$.

6. Mg: Nox = 0

$MgC\ell_2$: NoxMg = +2; H_2 : NoxH = 0

7. O magnésio.

8. O hidrogênio.

9. A reação é exotérmica, parte da água da solução evapora e parte condensa-se.

10. $C\ell_2$: 0; $NaC\ell$: –1; $CaC\ell_2$: -1; $HC\ell$: -1; $HC\ell O$: +1;

$HC\ell O_2$: +3; $HC\ell O_3$: +5; $HC\ell O_4$: +7; $C\ell_2O_7$: +7; $C\ell O_4^-$: +7

p. 241 Testando seu conhecimento

1. $\underbrace{S_8}_{0}$ $H_2\underbrace{S}_{-2}$ $H_2\underbrace{S}_{+4}O_3$ $H_2\underbrace{S}_{+6}O_4$ $Na_2\underbrace{S_2}_{+2}O_3$ $A\ell_2(\underbrace{S}_{+6}O_4)_3$

2. $\underbrace{Cr_2}_{+3}O_3$ $Na_2\underbrace{Cr_2}_{+6}O_7$ $Ca\underbrace{Cr}_{+6}O_4$ $\underbrace{Cr}_{+3}^{3+}$

3. b

$\underbrace{N}_{\boxed{+2}}O$ $\underbrace{N_2}_{\boxed{+1}}O$ $\underbrace{N}_{\boxed{-3}}H_3$ $\underbrace{N_2}_{\boxed{-2}}H_4$ $\underbrace{N}_{\boxed{+4}}O_2$

4. c

$Cr_2\ O_7^{2-}$

$\boxed{+6}$ -2

$\underbrace{+12\quad -14}_{-2}$

5. e

$H_2\underbrace{S}_{\boxed{-2}}$; $H_2\underbrace{S}_{\substack{+1\ \boxed{+6}\ -2\\ +2\ +6\ -8}}O_4$

6. e

$\underbrace{N_2}_{\substack{\boxed{+5}-2\\ +10-10}}O_5$ $\underbrace{N_2}_{\substack{\boxed{+1}-2\\ +2-2}}O$ $\underbrace{N}_{\boxed{+2}-2}O$ $\underbrace{N}_{\substack{\boxed{+4}\ -2\\ +4\ -4}}O_2$

7. d

$\underbrace{N}_{\substack{\boxed{+5}\ -2\\ +5\ -6}}O_3^-$

8. d

Ti: Nox = +4

$Fe\,Ti\,O_3$ (+2 +4 -2; +2 +4 -6)

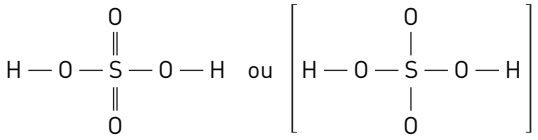
$_{26}Fe^{2+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underbrace{3s^2\ 3p^6\ 3d^6}_{\text{camada de valência}}$

9. e

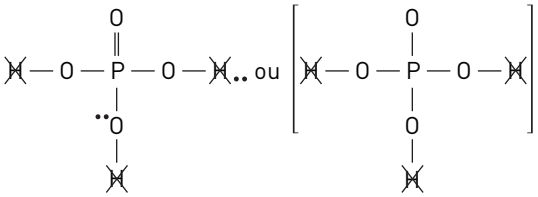
$H_2S \Rightarrow$ ácido sulfídrico ou sulfeto de hidrogênio

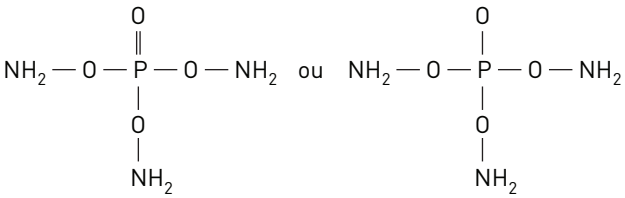
$H_2\underbrace{S}_{\boxed{-2}}$; $\underbrace{S}_{\boxed{+4}}O_2$; $H_2\underbrace{S}_{+1\ \boxed{+6}\ -2}O_4$

10. a)



b)





c) $H_2\underbrace{S}_{\substack{+1\ \boxed{+6}\ -2\\ +2\ +6\ -8}}O_4$ $H_3\underbrace{P}_{\substack{+1\ +5\ -2\\ +3\ +5\ -8}}O_4$

p. 242 Aprofundando seu conhecimento

1. e

FeO: óxido de ferro II ou óxido ferroso.

Fe_2O_3: óxido de ferro III ou óxido férrico.

Nos óxidos, o número de oxidação do oxigênio vale –2.

2. c

Dicromato:

$Cr_2O_7^{2-}$

CrCrOOOOOOO = –2

x + x – 2 – 2 – 2 – 2 – 2 – 2 – 2 = –2

x = +6

Crômio: Cr^{3+}

3. c

1. Verdadeira. Entre o átomo de carbono e os dois oxigênios há duplas ligações (O=C=O).
2. Verdadeira. O Nox de cada átomo de oxigênio é igual a –2 e o do carbono é +4.
3. Falsa. O Nox do carbono é igual a +4.
4. Verdadeira. O átomo de carbono não possui elétrons desemparelhados.

4. c

$NH_4^+ \xrightarrow{\text{oxidação}} NO_3^- \xrightarrow{\text{redução}} N_2$

$(-3) \xrightarrow{\text{oxidação}} (+5) \xrightarrow{\text{redução}} (0)$

NH_4^+	NO_3^-	N_2
$-3 + 4 \cdot (+1) = +1$	$+5 + 3 \cdot (-2) = -1$	0

5. c
O alumínio metálico presente nas latinhas de refrigerante apresenta Nox igual a zero ($A\ell^0$).
Na pedra-ume o alumínio está presente na forma de cátions ($A\ell^{3+}$), neste caso o Nox é +3.

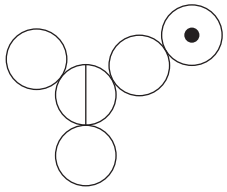
6. e
$MoS_2 \Rightarrow Mo(+4)\ S(-2)\ S(-2)$

$MoNa_2O_4 \Rightarrow Mo(+6)\ Na(+1)\ Na(+1)\ O(-2)\ O(-2)\ O(-2)\ O(-2)$

7. NO_3^- — superior (+5)
— inferior NH_3 (−3) e NH_4^+ (−3)

8. b

9.
a) HNO_3



b) Molécula X: H_2SO_4
Elemento central: S
Nox: +6

10.
a) HNO_3 – ácido nítrico;
NH_4OH – hidróxido de amônio.
b) Nox do urânio no U_3O_8: 16/3+
Nox do urânio no $(NH_4)_2U_2O_7$: 6+

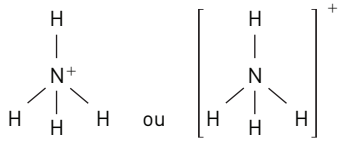
11.
a) As alterações que ocorrem com todas as espécies de nitrogênio podem ser representadas por:

$NH_4^+ \xrightarrow[\text{o número de oxidação aumenta}]{\text{oxidação do nitrogênio}} NO_3^-$
−3 +5

Na desnitrificação, temos:

$NO_3^- \xrightarrow[\text{o número de oxidação diminui}]{\text{redução do nitrogênio}} N_2$
+5 0

b) O nome do íon amônio é cátion amônio NH_4^+. A representação da forma geométrica pode ser dada por:



12. b
$LiNbO_n$ } Li = +1; Nb = +5; O = −2
+ 1 + 5 − 2n = 0
N = 3
$LiNbO_3$

CAPÍTULO 13

p. 249 Exercícios fundamentais

1. Cu^{2+} (aq)

2. Ni^{2+} (aq)

3. Cu^0 (s)

4. Cu^{2+} (aq) + 2 e^- → Cu^0 (s)

5. Ni^0 (s) → Ni^{2+} (aq) + 2 e^-

6. Ni^0 (s) + Cu^{2+} (aq) → Ni^{2+} (aq) + Cu^0 (s)

7. Oxidante: Cu^{2+}; redutor: Ni^0.

p. 249 Testando seu conhecimento

1. b

I. $H_2 + C\ell_2 \rightarrow 2\,HC\ell$ (0 → +1: oxidação)

II. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ (+4 −2; +1 −2; +1 +4 −2)

III. $2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3$ (0 → −2: redução)

IV. $2\,A\ell(OH)_3 \rightarrow A\ell O_3 + 3\,H_2O$ (+3 −2 +1; +3 −2; +1 −2)

2. d

$PC\ell_5 \rightarrow PC\ell_3 + C\ell_2$ (−1 → 0: oxidação)

3. c

$Zn + 2HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2$ (0; +1 −1; +2 −1; 0; oxidação; redução)

4. a

$Cu^{2+} + Mg^0 \rightarrow Cu^0 + Mg^{2+}$ (+2; 0; 0; +2; redução; oxidação)

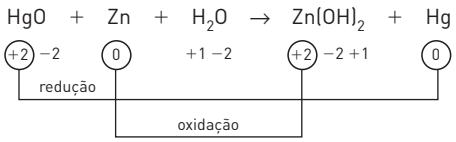
5. c

$Ag^+ + Cu^+ \underset{\text{sem luz}}{\overset{\text{com luz}}{\rightleftharpoons}} Ag^0 + Cu^{2+}$ (+1; →redução; ←oxidação; 0; +1; →oxidação; ←redução; +2)

6. d

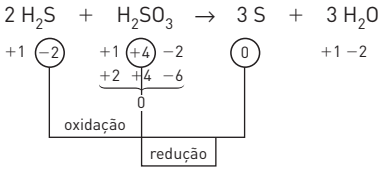
$N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3$ (0; 0; −3; +1; redução; oxidação)

7. b

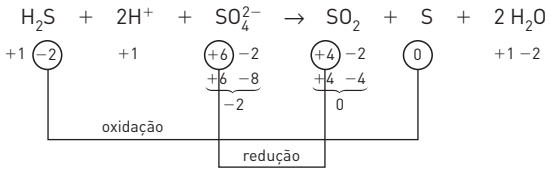


8. b

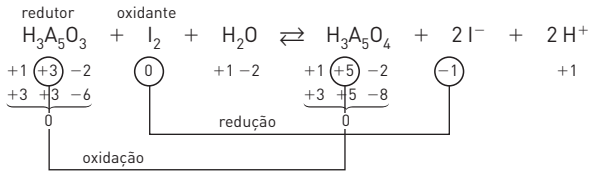
I.



II.

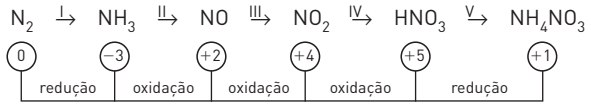


9. c

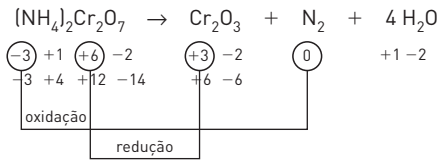


p. 251 Aprofundando seu conhecimento

1. d

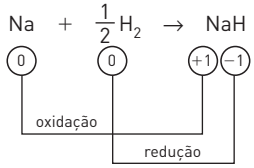


2. a



3.

a) NaH: hidreto de sódio

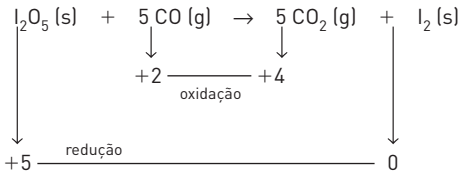


b) $Na + NH_3 \rightarrow NaNH_2 + \frac{1}{2} H_2$

$\underbrace{Na^+NH_2^-}_{\text{Ligação iônica}}$

$\underbrace{NH_2^-}_{\text{Ligações covalentes}}$

4. c



Agente oxidante I_2O_5

Agente redutor CO

5. d

A equação balanceada é a seguinte:

$$SiO_2\ (\ell) + 2\ C\ (s) \rightarrow Si\ (\ell) + 2\ CO\ (g)$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$$

Nox = 0 Nox = +2

Pela variação de Nox, observamos que o carbono sofreu oxidação.

6. e

Teremos:

$SnO_2(s) + C\ (s) \rightarrow Sn\ (s) + CO_2(g)$

$+4 \longrightarrow 0$ (redução; recebimento de 4 mols de elétrons)

$0 \longrightarrow +4$ (oxidação; perda de 4 mols de elétrons)

7. b

A redução dos íons Ag (de +1 para 0) consome íons OH^-. Dessa forma, a relação entre H^+ e OH^- é alterada; isso causará uma mudança nos valores de pH e pOH do meio reacional.

Alternativas falsas.

[A] Falsa. No AgBr, o Nox da prata vale +1. Na espécie Ag, vale 0. Portanto, a variação de Nox é −1.

[C] Falsa. A reação depende da presença de íons OH^-, ou seja, o meio ideal para a reação seria o alcalino.

[D] Falsa. A preta sofre redução. Sendo assim, o brometo de prata é o agente oxidante.

8. a

$$2\ \underbrace{Fe}_{+2}So_4 + 2\ Na\underbrace{N}_{+3}O_2 + 2\ H_2SO_4 \rightarrow \underbrace{Fe_2}_{+3}(SO_4)_3 + 2\ \underbrace{N}_{+2}O + 2\ H_2O + Na_2SO_4$$

$N^{3+} + 1\ e^- \rightarrow N^{2+}$

9. b

$$\underbrace{Au\ (s)}_{\text{agente redutor}} + NO_3^-\ (aq) + 4\ H^+\ (aq) + 4\ C\ell^-\ (aq) \rightarrow AuC\ell_4^-\ (aq) + 2\ H_2O + \underbrace{NO\ (g)}_{\text{agente oxidante}}$$

$0 \longrightarrow +3$ (oxidação; $3\ e^-$)

$+5 \longrightarrow +2$ (redução)

10. b

Na equação química $Si\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow SiO_2\ (s)$, utilizando oxigênio de alta pureza, o número de oxidação do silício é aumentado:

$Si\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow SiO_2\ (s)$

$0 \longrightarrow -2$ (redução)

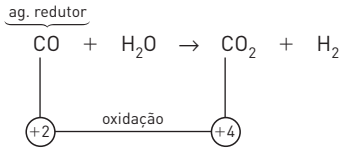
$0 \longrightarrow +4$ (oxidação)

11. Verdadeiras: 1-1; 2-2; 3-3; 4-4.

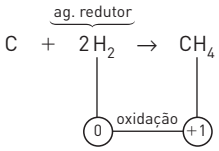
$$\underset{-3}{NH3} \xrightarrow{\text{nitrificação}} \underset{+5}{NO_3^-} \xrightarrow{\text{desnitrificação}} \underset{0}{N_2}$$

12.

II. Redutor: CO (g);



III. Redutor: H_2 (g).



13. a) $Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$

160 g — 112 g

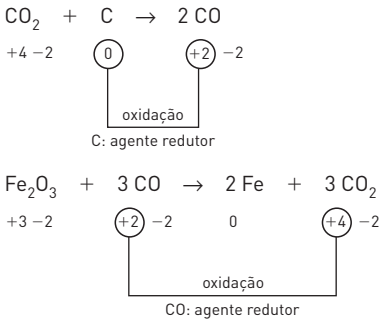
900 kg — m

m = 630 kg ———— 100%

x ———— 93%

x = 585,9 kg

b) Redutores: C e CO



c) $CO_2 + H_2O \rightarrow <H_2CO_3>$

14.

a) A mistura entre o nitrato de amônio e a gasolina causa explosão devido à rápida produção e liberação de gases a alta pressão e temperatura. Os gases aquecidos sofrem uma rápida expansão ocasionando a propagação de uma violenta onda de choque (realização de trabalho de expansão do gás) com elevadas pressões iniciais.

b) A reação entre o nitrato de amônio e a gasolina pode ser representada do seguinte modo:

Gasolina + $NH_4NO_3 \rightarrow CO_2$ (g) + H_2O (g) + N_2 (g) + NOx (g)

Logo, o nitrato de amônio atua como agente oxidante da reação, uma vez que ocorre oxidação dos átomos de carbono presentes na gasolina para que ocorra a formação de gás carbônico.

CAPÍTULO 14

p. 259 Exercícios fundamentais

1. $Fe_2(SO_4)_3$

2. $\begin{cases} x = +7 \\ y = +2 \\ w = +2 \\ z = +3 \end{cases}$

3. Oxidação: $FeSO_4$; redução: $KMnO_4$.

4. $\Delta Nox = +1$

5. $\Delta Nox = +5$

6. 2

7. 5

8. Soma dos menores coeficientes internos: 36.

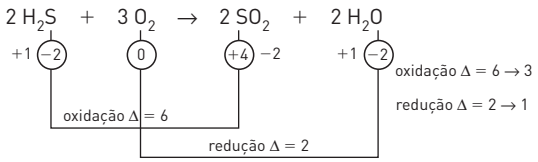
$2\ KMnO_4 + 8\ H_2SO_4 + 10\ FeSO_4 \rightarrow$

$\rightarrow 1\ K_2SO_4 + 5\ Fe_2(SO_4)_3 + 2\ MnSO_4 + 8\ H_2O$

9. e

p. 260 Testando seu conhecimento

1. b



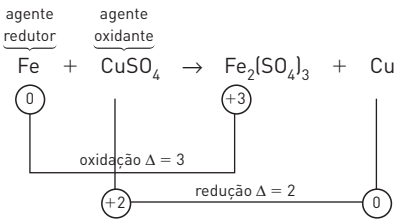
2.

a) $2\ KMnO_4 + 16\ HF \rightarrow 2\ KF + 2\ MnF_2 + 8\ H_2O + 5\ F_2$

+1 +7 −2 — +1 −1 — +1 −1 — +2 −1 — +1 −2 — 0

b) Agente oxidante: $KMnO_4$; agente redutor: HF

3. 02 + 08 + 16 + 32 = 58



01. Falsa.

02. Verdadeira.

04. Falsa.

08. Verdadeira.

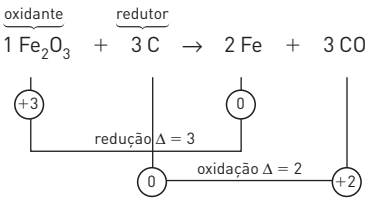
16. Verdadeira.

32. Verdadeira.

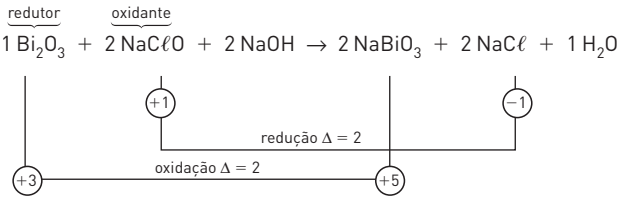
$2\ Fe + 3\ CuSO_4 \rightarrow 1\ Fe_2(SO_4)_3 + 3\ Cu$ Soma: 9

64. Falsa.

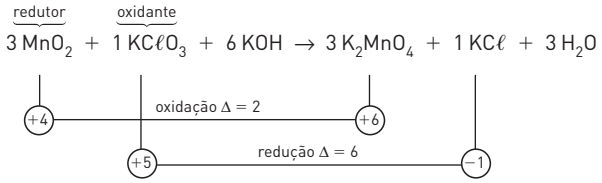
4. a



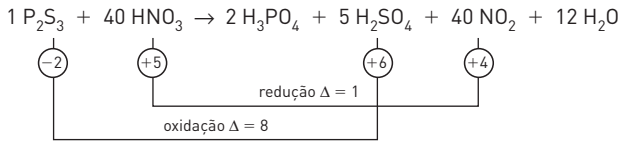
5. d



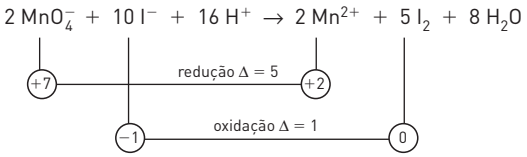
6. Corretas: 1, 2 e 3.



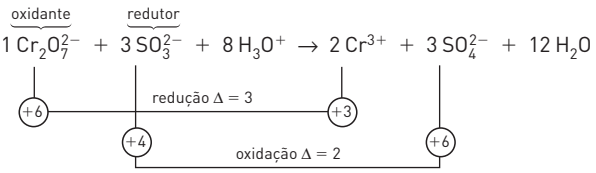
7. d



8. b



9. Soma das corretas: 01 + 02 + 08 + 16 = 27.



01) Correta: o enxofre sofre oxidação, portanto é o agente redutor.

02) Correta.

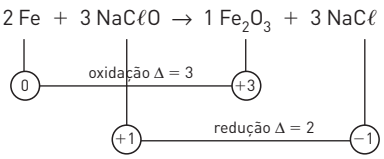
04) Incorreta: o cromo ganha elétrons, mas sofre redução.

08) Correta: 1 + 3 + 8 + 2 + 3 + 12 = 29.

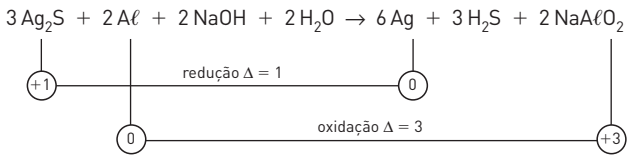
16) Correta: os coeficientes estequiométricos do SO_4^{2-} e do SO_3^{2-} são 3 e 3; logo, estão na relação 1 : 1.

p. 262 Aprofundando seu conhecimento

1. a



2. a) Agente oxidante: Ag_2S; agente redutor: $A\ell$.



b) Soma: 20

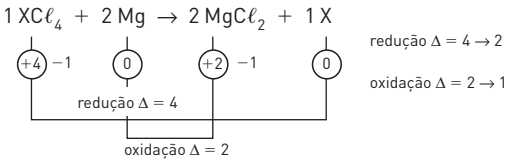
3. a

$3\ Ag^+ + 3\ e^- \rightarrow 3\ Ag^0$

$A\ell^0 \rightarrow A\ell^{3+} + 3\ e^-$

$3\ Ag^+ + A\ell^0 \rightarrow 3\ Ag^0 + A\ell^{3+}$

4. 01 + 16 + 32 = 49

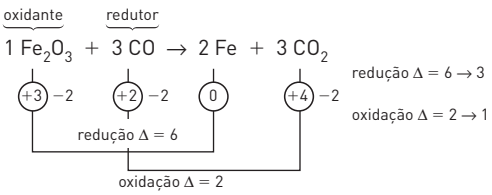


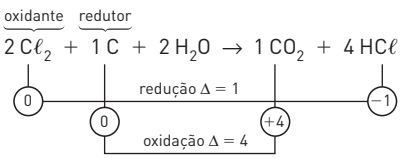
01) Correta. O titânio, representado pelo símbolo X, sofre redução e o magnésio sofre oxidação.

16) Correta.

32) Correta. Os coeficientes da equação balanceada são 1, 2, 2, 1.

5. a)



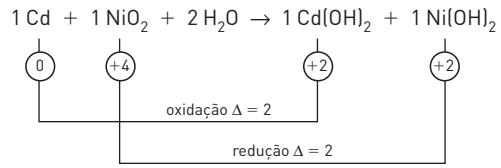


b)

I. Agente redutor: CO; agente oxidante: Fe_2O_3

II. Agente redutor: C; agente oxidante: $C\ell_2$

6. Resposta: 52

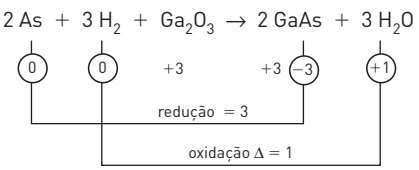


1 Cd —— $2\ H_2O$

26 Cd —— x

x = 52

7. a) Δ oxidação$_{As}$ = 3



b) $\frac{\text{Átomos H}}{\text{Átomos As}} = \frac{6}{2} = 3$

Razão = 3

8. b

[A] Falsa. O hidróxido de cobre é uma base fraca, sendo, portanto, insolúvel em água. Dentre os carbonatos, apenas os alcalinos e os de amônio são relativamente solúveis em água.

[B] Verdadeira.

$$Cu\ (s) + O_2\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow Cu(OH)_2\ (s)$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$$

$$Nox = 0 \qquad\qquad Nox = +2$$

[C] Falsa. Em períodos com alto índice de poluentes atmosféricos, ocorre a intensificação da acidez da chuva, o que aumenta a corrosão de metais. O mesmo acontece com o aumento de umidade do ar, causado pela chuva.

[D] Falsa. Abaixo segue a equação devidamente balanceada:

$$2\ Cu\ (s) + O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 2\ Cu(OH)_2\ (s)$$

9. d

$$\underbrace{2\ Cr_2O_7^{2-}}_{\text{oxidante}} + \underbrace{6\ H_2C_2O_4}_{\text{redutor}} + 16\ H^+ \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 12\ CO_2 + 14\ H_2O$$

$+6 \longrightarrow +3$ (redução)

$+3 \longrightarrow +4$ (oxidação)

Coeficientes mínimos:

$$\underbrace{1\ Cr_2O_7^{2-}}_{\text{oxidante}} + \underbrace{3\ H_2C_2O_4}_{\text{redutor}} + 8\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ CO_2 + 7\ H_2O$$

Soma: 1 + 3 + 8 + 2 + 6 + 7 = 27.

10. c

I. Correta. Os menores coeficientes inteiros que tornam a equação I corretamente balanceada são: 4, 3 e 2, respectivamente ($4\ Fe\ (s) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s)$).

II. Incorreta. Moléculas de NH_3 apresentam ligações polares e geometria piramidal.

III. Correta. A coesão entre as moléculas da substância H_2O pode ser explicada por interações do tipo ligações de hidrogênio.

IV. Correta. Íons Fe^{2+} apresentam a seguinte configuração eletrônica:

$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^6$ ($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\cancel{4s^2}\,3d^6$).

V. Incorreta. O oxigênio é o agente oxidante nas reações químicas representadas pelas equações I e II.

$$\text{I. } Fe\ (s) + \underbrace{O_2\ (g)}_{\substack{\text{oxidante} \\ 0 \longrightarrow -2\ \text{(redução)}}} \rightarrow Fe_2O_3\ (s)$$

$$\text{II. } NH_3\ (g) + \underbrace{O_2\ (g)}_{\substack{\text{oxidante} \\ 0 \longrightarrow -2\ \text{(redução)}}} \rightarrow N_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$$

11. b

A reação devidamente balanceada é:

$$KMnO_4\ (aq) + 5\ FeC\ell_2\ (aq) + 8\ HC\ell\ (aq) \rightarrow$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$$

+7 manganês sofreu redução; +2 ferro sofreu oxidação

$$\rightarrow MnC\ell_2\ (aq) + 5\ FeC\ell_3\ (aq) + KC\ell\ (aq) + 4\ H_2O\ (\ell)$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$$

$$+2 \qquad\qquad +3$$

(O $FeC\ell_2$ é o agente redutor.)

(O agente oxidante é o $KMnO_4$.)

Portanto, podemos concluir que 1 mol de $KMnO_4$ reage com 5 mols de $FeC\ell_2$.

Como a reação é um processo de oxirredução, os íons K^+ e $C\ell^-$, cujos Nox não apresentam variações, podem ser chamados de íons expectadores, isto é, que não participam ativamente do processo de oxidação ou redução.

12. b

$$CrI_3 + C\ell_2 + OH^{1-} \rightarrow IO_4^{1-} + CrO_4^{2-} + C\ell^{1-} + H_2O$$

$+3 \longrightarrow +6$ (oxidação; cromo)

$-1 \longrightarrow +7$ (oxidação; iodo)

$0 \longrightarrow -1$ (redução; cloro)

$$\begin{array}{|l|} \hline Cr^{3+} \rightarrow Cr^{6+} + 3\ e^- \\ 3\ I^{1-} \rightarrow 3\ I^{7+} + 24\ e^- \\ C\ell + 1\ e^- \rightarrow C\ell^- \\ C\ell + 1\ e^- \rightarrow C\ell^- \\ \hline \end{array} \Rightarrow \begin{array}{|l|} \hline Cr^{3+} \rightarrow Cr^{6+} + 3\ e^- \\ 3\ I^- \rightarrow 3\ I^{7+} + 24\ e^- \\ 3\ C\ell + 3\ e^- \rightarrow 3\ C\ell^- \\ 24\ C\ell + 24\ e^- \rightarrow 24\ C\ell^- \\ \hline \end{array}$$

$$(1\ CrI_3 + \frac{27}{2}\ C\ell_2 + 32\ OH^- \rightarrow 3\ IO_4^- + 1\ CrO_4^{2-} + 27\ C\ell^- + 16\ H_2O) \times 2$$

$$2\ CrI_3 + 27\ C\ell_2 + 64\ OH^- \rightarrow 6\ IO_4^- + 2\ CrO_4^{2-} + 54\ C\ell^- + 32\ H_2O$$

O cromo (ou crômio) e o iodo sofrem oxidação.

Soma: 02 + 27 + 64 + 06 + 02 + 54 + 32 = 187.

13.

a)

$$1\ N_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

$0 \longrightarrow +4$ (oxidação)

1 N ——4 mol e^-

2 N ——8 mol e^-

8 mols de elétrons estão envolvidos quando 1 mol de N_2 reage.

b)

$$x\ NO_2\ (g) + y\ H_2O\ (\ell) \rightarrow z\ HNO_3\ (aq) + t\ NO\ (g)$$

$+4 \longrightarrow +5$ (oxidação)

$+4 \longrightarrow +2$ (redução)

$2\ N^{4+} \rightarrow 2\ N^{5+} + 2\ e^- \Rightarrow x = 3;\ z = 2;\ y = 1$

$1\ N^{4+} + 2\ e^- \rightarrow N^{2+} \Rightarrow t = 1$

Então:

$$3\ NO_2\ (g) + 1\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 2\ HNO_3\ (aq) + 1\ NO\ (g)$$

14.

a)

$$\underbrace{Na_3AsO_3\ (aq)}_{\text{redutor}} + \underbrace{Ce(SO_4)_2\ (aq)}_{\text{oxidante}} + H_2O \rightarrow$$

$$\rightarrow Na_3AsO_4\ (aq) + Ce_2(SO_4)_3\ (aq) + H_2SO_4\ (aq)$$

$+3 \longrightarrow +5$ (oxidação)

$+4 \longrightarrow +3$ (redução)

$As^{3+} \rightarrow As^{5+} + 2\ e^-$

$Ce^{4+} + 1\ e^- \rightarrow Ce^{3+}$

$As^{3+} \rightarrow As^{5+} + 2\ e^-$ (oxidação)

$2\ Ce^{4+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ Ce^{3+}$ (redução)

$1\ Na_3AsO_3\ (aq) + 2\ Ce(SO_4)_2\ (aq) + 1\ H_2O \rightarrow$

$\rightarrow 1\ Na_3AsO_4\ (aq) + 1\ Ce_2(SO_4)_3\ (aq) + 1\ H_2SO_4\ (aq$

O coeficiente estequiométrico do $\underbrace{Ce(SO_4)_2}_{\text{oxidante}}$ é 2.

b) Os íons espectadores são Na^+ e SO_4^{2-} (não possuem elementos que sofram oxidação e redução).

c)

$\underbrace{Na_3AsO_3\ (aq)}_{\text{Redutor}}$ ou AsO_3^-.

d)

$1\ Na_3AsO_3\ (aq) + 2\ Ce(SO_4)_2\ (aq) + 1\ H_2O \rightarrow$

$\rightarrow 1\ Na_3AsO_4\ (aq) + 1\ Ce_2(SO_4)_3\ (aq) + 1\ H_2SO_4\ (aq)$

192 g ———— 2 mol

0,288 g ———— $n_{Ce(SO_4)_2}$

$n_{Ce(SO_4)_2} = 0{,}003$ mol

1 L ———— 0,100 mol

V ———— 0,003 mol

$V = 0{,}03\ L = 30 \times 10^{-3}\ L = 30\ mL$

15. V – V – V – F – V.

$\underbrace{2\ MnO_4^{2-}}_{\text{oxidante}} + \underbrace{5\ C_2O_4^{2-}}_{\text{redutor}} + 16\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 10\ CO_2 + 8\ H_2O$

$+7 \xrightarrow{\text{redução}} +2$ (manganês)

$+3 \xrightarrow{\text{oxidação}} +4$ (carbono)

p. 269 Complemento

1. a) Pb e S.

b) $PbS + 4\ H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4\ H_2O$

c) Sim, os Nox do enxofre e do oxigênio variaram.

2.

I. $2\ FeC\ell_2 + H_2O_2 + 2\ HC\ell \rightarrow 2\ FeC\ell_3 + 2\ H_2O$; oxidante: H_2O_2; redutor: $FeC\ell_2$.

II. $2\ Cr^{3+} + 3\ H_2O_2 + 10\ OH^- \rightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O$; oxidante: H_2O_2; redutor: Cr^{3+}.

3. b

O número de oxidação do elemento manganês passa de +7 (como permanganato) para +2 (como cátion manganês). Portanto, é reduzido e se comporta como agente oxidante.

4. V – A equação que reflete corretamente as informações do enunciado é $5\ H_2O_2\ (aq) + 2\ MnO_4^-\ (aq) + 6\ H^+\ (aq) \rightarrow$ $\rightarrow 2\ Mn^{2+}\ (aq) + 8\ H_2O\ (\ell) + 5\ O_2\ (g)$.

V – O número de oxidação do elemento manganês passa de +7 (como permanganato) para +2 (como cátion manganês). Portanto, é reduzido e se comporta como agente oxidante.

F – Ver afirmativa anterior.

F – Nas substâncias simples, o Nox do elemento é sempre nulo.

V – No H_2O_2, o Nox do oxigênio passa de –1 para zero; logo, é oxidado e comporta-se como agente redutor.

5.

a) 1) e 2)

I. $1\ \overbrace{H_2\underbrace{O_2}_{-1}}^{\text{oxidante}} + 2\ I^- + 2\ H^+ \rightarrow 2\ H_2\underbrace{O}_{-2} + 1\ I_2$

Nesta reação, H_2O_2 se comporta como agente oxidante.

II. $2\ MnO_4^- + 5\ \overbrace{H_2\underbrace{O_2}_{-1}}^{\text{redutor}} + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O + 5\ \underbrace{O_2}_{0}$

Nesta reação, H_2O_2 se comporta como agente condutor.

b) Na reação $2\ H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{H^+} 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$ ocorrem as seguintes semirreações:

$2\ H^+ + H_2O_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$

6. e

p. 270 Complemento

a) $3\ Cu_2S + 16\ HNO_3 \rightarrow 3\ CuSO_4 + 3\ Cu(NO_3)_2 + 10\ NO + 8\ H_2O$

b) $4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 8\ SO_2$

c) $3\ As_2S_3 + 28\ HNO_3 + 4\ H_2O \rightarrow 9\ H_2SO_4 + 6\ H_3AsO_4 + 28\ NO$

d) $1\ As_2S_3 + 12\ NH_4OH + 14\ H_2O_2 \rightarrow 2\ (NH_4)_3AsO_4 + 3\ (NH_4)_2SO_4 +$ $+ H_2O$

p. 270 Complemento

1. a) $3\ C\ell^2 + 6\ NaOH \rightarrow 5\ NaC\ell + NaC\ell O_3 + 3\ H_2O$

b) $3\ Br^2 + 6\ OH^- \rightarrow BrO_3^- + 5\ Br^- + 3\ H_2O$

c) $2\ Cr\ell_3 + 64\ OH^- + 27\ C\ell_2 \rightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 6\ IO_4^- + 54\ C\ell^- +$ $+ 32\ H_2O$

2. a

A água sofre redução e se transforma em H_2: $H_2O \rightarrow H_2$

A amônia sofre oxidação formando NO, $NH_3 \rightarrow NO$

O dióxido de nitrogênio sofre desproporcionamento ou auto-oxirredução, formando NO e HNO_3: $NO_2 \rightarrow NO + HNO_3$.

p. 271 Complemento

a)

$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

$2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-\ (\times 3)$

$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ C\ell^- \rightarrow 3\ C\ell_2 + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

b)

$2\ H^+ + C\ell O_3^- + e^- \rightarrow C\ell O_2 + H_2O\ (\times 2)$

$2\ H_2O + Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 + 2\ e^- + 4H^+$

$2\ C\ell O_3^- + Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 + 2\ C\ell O_2$

c)

$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^- \ (\times 6)$$

$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ Fe^{2+} \rightarrow 6\ Fe^{3+} + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

d)

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$$

$$NO_3^- + e^- + 2\ H^+ \rightarrow NO_2 + H_2O\ (\times 2)$$

$$Cu + 2\ NO_3^- + 4\ H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$$

e)

$$4\ H_2O + Mn^{2+} \rightarrow MnO_4^- + 8H^+ + 5\ e^- \ (\times 2)$$

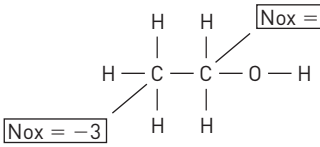
$$2\ e^- + 6H^+ + BiO_3^- \rightarrow Bi^{3+} + 3\ H_2O\ (\times 5)$$

$$2\ Mn^{2+} + 5\ BiO_3^- + 14H^+ \rightarrow 2\ MnO_4^- + 5\ Bi^{3+} + 7\ H_2O$$

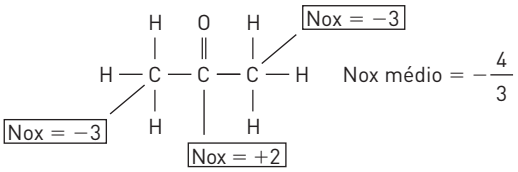
p. 272 Complemento

1.

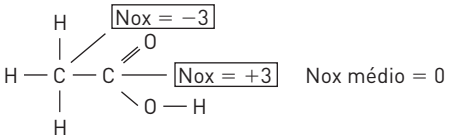
I.



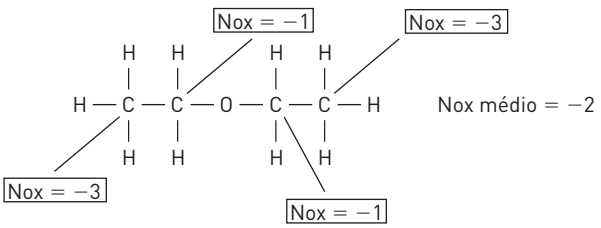
II.



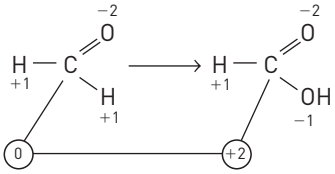
III.



IV.

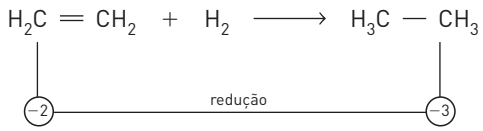


2.

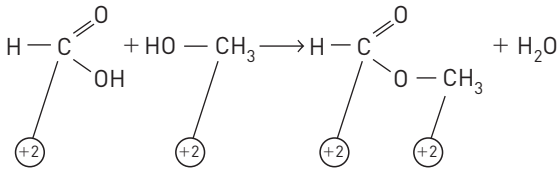


3.

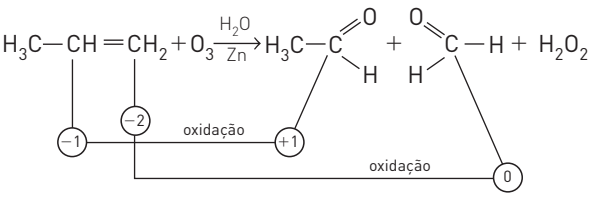
a)



b)



c)



4. Pb_3O_4

Pb_3	O_4
$+\frac{8}{3}$	- 2
+ 8	- 8

5.

a) Y_2O_3

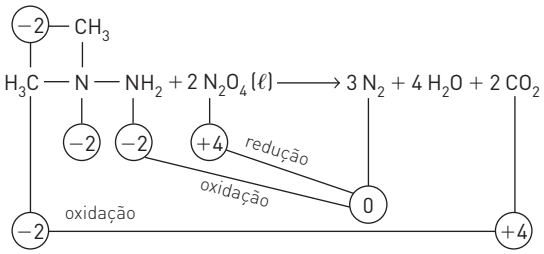
Y_2	O_3
(+ 3)	- 2
+ 6	- 6

b)

Y	Ba_2	Cu_3	O_7
+ 3	+ 2	$(+\frac{7}{3})$	−2
+ 3	+ 4	+ 7	−14

6.

a)



Agente redutor: dimetil-hidrazina; agente oxidante: N_2O_4.

b) Poderiam ser citadas duas das seguintes causas:

1. De acordo com o enunciado, pela simples mistura dos reagentes ocorre a reação, isto é, é uma reação espontânea, exigindo uma baixa energia de ativação.
2. Sendo os reagentes líquidos, o número de mol/L é maior do que se os reagentes fossem gasosos.
3. Os produtos da reação são gasosos, enquanto os reagentes são líquidos e, além disso, o número de mol dos produtos é muito maior que o dos reagentes. Assim, ocorre uma rápida e grande expansão, necessária para a propulsão do módulo.

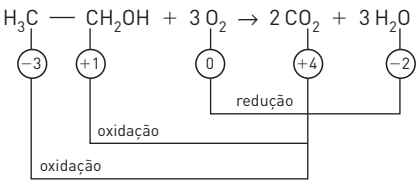
c) Pressão na superfície lunar $= 3 \cdot 10^{-10}$ Pa.

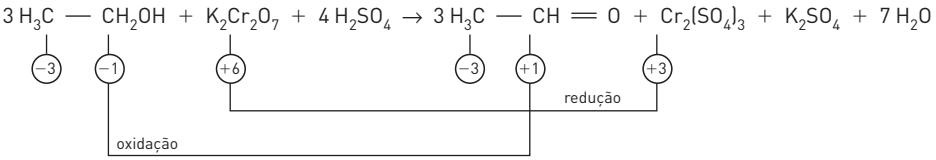
Considerando que 3 mol de N_2 + 4 mol de H_2O + 2 mol de CO_2 = 9 mol exerçam uma pressão de $3 \cdot 10^{-10}$ Pa, temos:

$$P_{N_2}\begin{cases} 9 \text{ mol} \text{ —— } 3 \cdot 10^{-10} \text{ Pa} \\ 3 \text{ mol} \text{ —— } x \end{cases}$$

$$x = \frac{3 \cdot 3 \cdot 10^{-10}}{9} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ Pa}$$

7. b





UNIDADE 5

CAPÍTULO 15

p. 280 Exercícios fundamentais

1. Oxidação.

2. Ânodo.

3. Negativo.

4. $B\,(s) \rightarrow B^{3+}\,(aq) + 3\,e^-$

5. Aumenta.

6. Corrosão.

7. Redução.

8. Cátodo.

9. Positivo.

10. $A^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow A\,(s)$

11. Diminui.

12. Deposição.

13. $2\,B\,(s) + 3\,A^{2+}\,(aq) \rightarrow 2\,A^{3+}\,(aq) + 3\,A\,(s)$

14. $B/B^{3+}\ //\ A^{2+}/A$

15. Espontâneo.

16. Mg

17. Cu^{2+}

18. Mg

19. Cu

20. $Mg \rightarrow Cu$

21. $-Mg;\ +Cu$

22. Mg

23. Na lâmina de cobre.

24. Oxidação: $Mg\,(s) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$;

Redução: $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu^0\,(s)$

25. $Mg\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Cu\,(s) + Mg^{2+}\,(aq)$

p. 282 Testando seu conhecimento

1. b

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$
$$0 \qquad\quad +2$$

O Zn perde elétrons por sofrer oxidação; assim, na pilha os elétrons saem da lâmina de zinco e migram pelo fio até a lâmina de cobre e ocorre a formação de íons Zn^{2+}, que vão para a solução.

2. c

A partir das semirreações apresentadas, temos que o eletrodo de níquel sofre oxidação; logo, ocorrerá uma diminuição de massa do mesmo.

3.

I. Verdadeiro. O eletrodo de zinco sofre oxidação; logo, é o ânodo.

II. Falso. Os elétrons migram do eletrodo de zinco para o eletrodo de prata.

III. Falso. O eletrodo de prata atua como cátodo da pilha; logo, é o polo positivo.

IV. Verdadeiro. O eletrodo de zinco é o ânodo; logo, sofre oxidação.

V. Verdadeira. Ocorre deposição de Ag^+ sobre o eletrodo de prata.

4. $A\ell + Au^{3+} \rightarrow A\ell^{3+} + Au$

5.

I. $X = Au;\ Y = A\ell$

II. X

III. X

IV. Y

V. X terá sua massa aumentada.

6. b

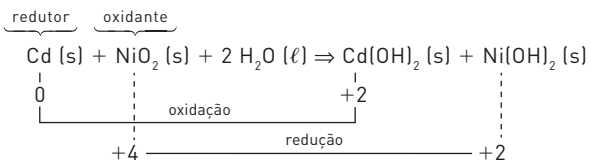
O polo positivo da pilha é o cátodo.

p. 283 Aprofundando seu conhecimento

1. d

2.

a) e **b)**



3. e

No ânodo (polo negativo) ocorre a reação de oxidação.
No cátodo (polo positivo) ocorre a reação de redução.
O processo é espontâneo, logo a ddp é positiva.

4. a

A concentração de Ag^+ na solução diminui, uma vez que o cátion é reduzido até Ag^0, depositando-se assim sobre o eletrodo.

5. e

I. Correta. Devido à diferença de potencial entre o ferro do arco de aço (menor potencial de redução) e do cobre (maior potencial de redução), que estão em contato entre si e em contato com a solução salina da perna da rã, surge uma corrente elétrica.

II. Correta. Nos metais, a corrente elétrica consiste em um fluxo de elétrons. Neste caso o fluxo se dá do ferro presente no arco de aço para o cobre.

III. Correta. Nos músculos da rã, há um fluxo de íons contidos na solução salina que está associado ao movimento de contração.

6. V – F – F – F – F

(V) Na reação da pilha, o Ag_2O recebe elétrons.
$Ag_2O + Zn \rightarrow 2\,Ag + ZnO$

Semirreações:
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$ (oxidação-ânodo)
$2\,Ag^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ag$ (redução-cátodo)
(F) O zinco atua como agente redutor.
$Ag_2O + Zn \rightarrow 2\,Ag + ZnO$
Zn (redutor) $\rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$ (oxidação)
(F) A prata tem seu estado de oxidação diminuído de 1 unidade.
$Ag_2P + Zn \rightarrow 2\,Ag + ZnO$
$2\,Ag^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ag$ (redução)
$Ag^+ + 1\,e^- \rightarrow Ag^0$
(F) Para cada mol de óxido de prata consumido, também é consumido 1 mol de zinco.

$$Ag_2O \quad + \quad Zn \rightarrow 2\,Ag + ZnO$$
$$1\ mol\ Ag_2O \text{ ———— } 1\ mol\ de\ Zn$$

(F) No óxido de zinco, o estado de oxidação do zinco é +2.
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$

CAPÍTULO 16

p. 293 Exercícios fundamentais

1. Redução.

2.
$Fe \rightleftarrows Fe^{2+} + 2\,e^-$ $\quad E = +0,41\ V$;
$CO \rightleftarrows CO^{2+} + 2\,e^-$ $\quad E = +0,28\ V$.

3. Fe, Fe^{2+}.

4. CO^{2+}, CO.

5. Agente redutor; Fe.

6. Agente oxidante, Co^{2+}.

7.
I. $Fe \rightarrow Co$;
II. Co, Fe;
III. Co;
IV. Fe;
V. $Co^{2+}\ 2\,e^- \rightleftarrows Co$ (redução); $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$ (oxidação);
VI. $Co^{2+} + Fe \rightleftarrows Co + Fe^{2+}$;
VII. $\Delta E = 0,13\ V$.

p. 294 Testando seu conhecimento

1. a
O ferro tem maior potencial de redução: $(-0,45V > -1,66V)$, então ele se reduz enquanto o alumínio se oxida, isto é, perde elétrons.

2. c
$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$
$\Delta E^0 = (+1,36) - (+0,77)$
$\Delta E^0 = +0,59\ V$

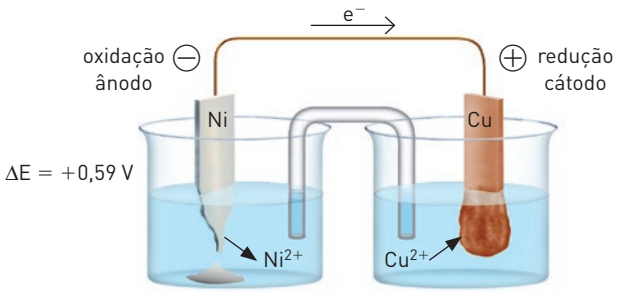
3. a)
Sabendo que o potencial da pilha é calculado com
$\Delta E^0 = E^0_{redmaior} - E^0_{redmenor}$, então $\Delta E^0 = 0,337 - 0,140 = +0,477V$

b) $Cu^{2+} + Sn \rightarrow Cu + Sn^{2+}$
Há aumento de massa do eletrodo de cobre e diminuição de massa do eletrodo de estanho.

4. d
$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$
$\Delta E^0 = 0,8 - (-0,14)$
$\Delta E^0 = 0,94\ V$

5. e
$E^0_{maior} = 0,34V$: Cu^{2+} se reduz.
$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0$
$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2\,e^-$
$Cu^{2+} + Ni \rightarrow Cu^0 + Ni^{2+}$

6.
a) Na pilha ocorre redução do íon hidrogênio no polo positivo:
cátodo (polo ⊕): $2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$
No polo negativo, o zinco metálico é oxidado:
ânodo (polo ⊖): $Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$
Equação global: $Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)$
$\Delta E^0 = E^0_{red(maior)} - E^0_{red(menor)}$
$\Delta E^0 = E^0_{red(H^+/H_2)} - E^0_{red(Zn^{2+}/Zn^0)}$
$+0,76 = (0) - E^0_{red(Zn^{2+}/Zn^0)}$
$E^0_{red(Zn^{2+}/Zn^0)} = -0,76\ V$

b)


7. b
Nessa pilha o cobre se reduz:
$Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$
Logo, a concentração de Cu^{2+} diminui com o passar do tempo.

8.
I. Falsa
II. Falsa.
III. Verdadeira.
IV. Falsa.

9.

Reação I: oxidação: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$

Reação II: redução: $CC\ell_4 + H^+ + 2\,e^- \rightarrow CHC\ell_3 + C\ell^-$

Reação global: $\underbrace{CC\ell_4}_{\text{oxidante}} + \underbrace{Fe}_{\text{redutor}} + H^+ \rightarrow CHC\ell_3 + Fe^{2+} + C\ell^-$

$\Delta E^0 = E^0_{oxi} + E^0_{red}$

$\Delta E^0 = (0{,}44\ V) + (0{,}67\ V)$

$\Delta E^0 = 1{,}11\ V$

Afirmativas:

I. Falsa.

II. Correta.

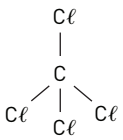
III. Correta.

IV. Falsa.

$$\begin{array}{c|c} \multicolumn{2}{c}{CC\ell_4} \\ +4 & -1 \\ \hline +4 & -4 \end{array}$$

V. Falsa. O hidrogênio não se oxida.

VI. Falsa.



apolar

10. a

Nessa pilha o magnésio se oxida, pois apresenta o menor potencial de redução (−2,37 V).

$$\left.\begin{array}{r}\text{oxidação}\\ \text{ânodo}\\ \text{pólo}\ominus\end{array}\right\} Mg\,(s) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$$

Por sua vez, os íons H^+ presentes no suco de limão se reduzem.

$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$

Isso ocorre no eletrodo de chumbo.

11.

$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

$\Delta E^0 = (-0{,}5) - (-2{,}7)$

$\Delta E^0 = +2{,}2\ V$

Para 1 pilha ——— 2,2 V

5 pilhas ——— x

$x = 11\ V$

p. 297 Aprofundando seu conhecimento

1. c

$$\underbrace{Cu\,(s)}_{\text{redutor}} + \underbrace{2\,Ag^+}_{\text{oxidante}}\,(aq) \rightarrow 2\,Ag\,(s) + Cu^{2+}\,(aq)$$

$+1$ —— redução —— 0

0 —— oxidação —— $+2$

2. e

Para o cálculo do potencial da pilha, podemos proceder da seguinte forma:

$E_{pilha} = E_{oxidação} + E_{redução}$

Se o zinco constitui o ânodo, teremos: $E_{oxidação} = +0{,}76\ V$

A prata constitui o cátodo. Assim: $E_{redução} = +0{,}20\ V$

Portanto, $E_{pilha} = +0{,}96\ V$

3. e

$Sn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Sn\,(s)$ $\quad E^0_{red} = -0{,}14\ V$

$Li^+\,(aq) + 1\,e^- \rightarrow Li\,(s)$ $\quad E^0_{red} = -3{,}04\ V$

$-0{,}14\ V > -3{,}04\ V$

$\Delta E = -0{,}14 - (-3{,}04) = 2{,}90\ V$

Então:

$Sn^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-} \rightarrow Sn\,(s)$ (redução; cátodo)

$2\,Li\,(s) \rightarrow 2\,Li^+\,(aq) + \cancel{2\,e^-}$ (oxidação; ânodo)

$Sn^{2+}\,(aq) + 2\,Li\,(s) \xrightarrow{\text{global}} Sn\,(s) + 2\,Li^+\,(aq)$

4. Corretas: (2-2) e (4-4).

5.

I. Para obter o maior ΔE^0, devemos utilizar os potenciais de redução maior ou menor.
Maior potencial de redução = +0,34
Menor potencial de redução = −0,84

$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

$\Delta E^0 = (+0{,}34) - (-0{,}84)$

$\Delta E^0 = +1{,}18\ V$

$Te \rightarrow Te^{2+} + 2\,e^-$

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

II. Metal a = Te

Metal b = Cu

Solução (a) = $TeSO_4$

Solução (b) = $CuSO_4$

Solução (c) = $KC\ell$

6. b

A pilha de maior ddp é aquela que une a meia pilha de maior potencial de oxidação com a meia pilha de maior potencial de redução — que corresponde ao menor potencial de oxidação. Assim, maior potencial de oxidação = −0,80 V (prata).
Logo, a pilha com o maior ddp é aquela em que o eletrodo de zinco se oxida (ânodo) e o de prata se reduz (cátodo).

7.

a)

$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2\,e^-$ $\quad E_{oxi} = +0{,}40\ V$

$2\,Ag^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ag$ $\quad E_{red} = x$

$Cd + 2\,Ag^+ \rightarrow Cd^{2+} + 2\,Ag$ $\quad \Delta E = +1{,}20\ V$

$\Delta E = E_{oxi} + E_{red}$

$1{,}20 = +0{,}40 + x$

$x = +0{,}80\ V$

b) K^+ migra para o recipiente 2.
NO_3^- migra para o recipiente 1.
Essas migrações ocorrem para que as soluções sejam eletricamente neutras.

8. Como no dia seguinte o eletrodo de níquel estava mais leve e o de cobre mais pesado, concluímos que o eletrodo de níquel sofreu desgaste, ou seja, oxidação; logo, é o ânodo da pilha. Já o eletrodo de cobre teve sua massa aumentada, logo é o cátodo da pilha.

Reações:

$Ni\,(s) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$ (perda de massa – oxidação) Ânodo

$\underline{Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)}$ (ganho de massa – redução) Cátodo

$Ni\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$ (equação global)

Sabemos que:

$\Delta E = E_{redução}\,(maior) - E_{redução}\,(menor)$

$\Delta E = E_{redução(Cu^{2+}/Cu)} - E_{redução(Ni^{2+}/Ni)}\,(menor)$

$0{,}59\ V = 0{,}34\ V - E_{redução(Ni^{2+}/Ni)}$

$E_{redução(Ni^{2+}/Ni)} = -0{,}25\ V$

Conclusões:
A reação espontânea que ocorre na pilha é: $Ni\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$
O potencial padrão de redução da semicela de Ni^{2+}/Ni é $-0{,}25$ V.
O eletrodo de cobre (Cu) é o cátodo.
O eletrodo de níquel (Ni) é o ânodo.

9. d

Equações do cátodo, ânodo e equação global da pilha:

$5\,Zn \rightarrow 5\,Zn^{2+} + 10\,e^-$ $\quad E^0 = +0{,}76$ V
$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 10\,e^- \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$ $\quad E^0 = +1{,}51$ V
(equação global) $5\,Zn + 2\,MnO_4^- + 16\,H^+ \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 5\,Zn^{2+}$ $\quad E^0 = +2{,}27$ V

10. b

$Li^+\,(aq) + 1\,e^- \rightarrow Li\,(s)$ $\quad E^0 = -3{,}05$ V
$Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn\,(s)$ $\quad E^0 = -0{,}76$ V
$-3{,}05\ V < -0{,}76\ V$
$2\,Li\,(s) \rightarrow 2\,Li^+\,(aq) + 2\,e^-$ (oxidação; agente redutor)
$Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn\,(s)$ (redução; agente oxidante)

11. b

$A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightarrow A\ell$ $\quad E^0 = -1{,}66$ V

$Fe^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Fe$ $\quad E^0 = -0{,}44$ V

Como o potencial de redução do ferro é maior ($-0{,}44 > -1{,}66$), vem:

$2\,A\ell + 3\,e^- \rightarrow A\ell^{3+} + 6\,e^-$ (oxidação)

$\underline{3\,Fe^{2+} + 6\,e^- \rightarrow 3\,Fe}$ (redução)

$2\,A\ell + 3\,Fe^{2+} \xrightarrow{global} 2\,A\ell + 3\,Fe$

$\Delta E = E_{maior} - E_{menor}$

$\Delta E = -0{,}44 - (-1{,}66) = 1{,}22$ V

12. 01 + 04 + 16 = 21

[01] Verdadeira. De acordo com os potenciais-padrão de redução, observa-se uma maior tendência do cobre a reduzir. Dessa forma, na pilha Zn-Cu, o cobre sofre redução, enquanto o zinco sofre oxidação.

[02] Falsa. De acordo com o que foi sugerido na afirmativa, teríamos a seguinte reação:

$Cu\,(s) + Mn^{2+}\,(aq) \rightarrow Cu^{2+}\,(aq) + Mn\,(s)$

Para o cálculo do potencial dessa reação teremos:

$E^0_{reação} = E^0_{oxidação} + E^0_{redução} = -0{,}33 + (-1{,}180) = -1{,}2137$ V

O sinal negativo do resultado indica que o processo não é espontâneo.

[04] Verdadeira. Trocando os sinais dos potenciais de redução, teremos os seguintes potenciais de oxidação:

$E^0_{(Li/Li^+)} = +3{,}045$ V

$E^0_{(Cr/Cr^{2+})} = +0{,}740$ V

[08] Falsa. Na pilha lítio-iodo, ocorre a seguinte equação: $2\,Li + I_2 \rightarrow 2\,Li^+ + 2\,I^-$, em que se observa que o lítio sofre oxidação e o iodo sofre redução.

[16] Verdadeira. De acordo com o sugerido na afirmativa, ocorre a seguinte reação:

$$Mn + Zn^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Zn$$

Para o cálculo do potencial dessa reação, teremos:

$E^0_{reação} = E^0_{oxidação} + E^0_{redução} = +1{,}18\ V + 0{,}760\ V = +1{,}94$ V

13. e

$2\,Cr\,(s) + 3\,Fe^{2+}\,(aq) \rightarrow 2\,Cr^{3+}\,(aq) + 3\,Fe\,(s)$

$E^0_{redFe^{2+}} > E^0_{redCr^{3+}}$

$Fe\,(s) + Ni^{2+}\,(aq) \rightarrow Fe^{2+}\,(aq) + Ni\,(s)$

$E^0_{redNi^{2+}} > E^0_{redFe^{2+}}$

$Cu\,(s) + Ni^{2+}\,(aq) \rightarrow$ não reage

$E^0_{redNi^{2+}} < Cu^{2+}$

$\xrightarrow[Cr^{3+} < Fe^{2+} < Ni^{2+} < Cu^{2+}]{E^0_{red}\ crescente}$

Analisando os potenciais de redução, conclui-se que a alternativa correta é a *e*.

14. a

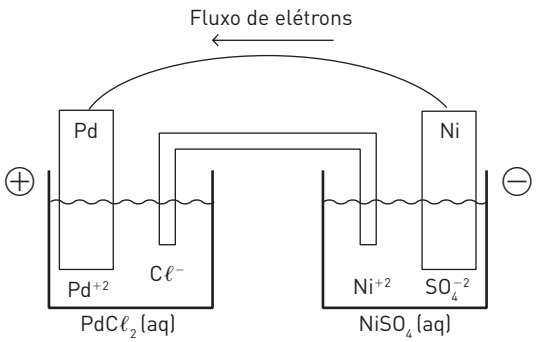
redutor oxidante

$NO\,(g) + 2\,HNO_3\,(aq) \rightarrow H_2O\,(\ell) + 3NO_2\,(g)$

$+2 \xleftarrow{\text{oxidação } \Delta = 2} +5 \xrightarrow{\text{redução } \Delta = 1} +4$

Soma dos coeficientes = 7

15.



a) O bastão de paládio é o polo positivo da pilha. Logo, ele é o cátodo, e os íons $Pd^{2+}\,(aq)$ sofrem redução. O bastão de níquel é polo negativo. Assim, ele é o ânodo e sofre oxidação:

Redução: $Pd^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Pd\,(s)$

Oxidação: $\underline{Ni\,(s) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^-}$

Reação espontânea: $Pd^{2+}\,(aq) + Ni\,(s) \rightarrow Pd\,(s) + Ni^{2+}\,(aq)$

b) A concentração de $Pd^{2+}\,(aq)$ diminui, já que esses íons sofrem redução, transformando-se em Pd (s). A concentração de $Ni^{2+}\,(aq)$ aumenta, pois o bastão de Ni (s) oxida, transformando-se em $Ni^{2+}\,(aq)$.

c) Quanto maior o valor da ddp, mais espontânea é a reação. Assim, analisando os experimentos A e B, percebemos que a $[Pd^{2+}]$ é constante e a $[Ni^{2+}]$ aumenta. Isso desloca o equilíbrio da reação da pilha para a esquerda:

$$Pd^{2+}\,(aq) + Ni\,(s) \rightleftarrows Pd\,(s) + \underbrace{Ni^{2+}\,(aq)}_{\text{aumenta}}$$

$\longleftarrow$

O que desfavorece a reação espontânea, diminuindo seu potencial, como mostrado na tabela.
Analisando agora os experimentos B e C, percebemos que a $[Ni^{2+}]$ é constante e a $[Pd^{2+}]$ diminui, o que também desloca o equilíbrio da reação da pilha para a esquerda:

$$\underbrace{Pd^{2+}\,(aq)}_{\text{diminui}} + Ni\,(s) \rightleftarrows Pd\,(s) + Ni^{2+}\,(aq)$$

$\longleftarrow$

desfavorecendo a reação espontânea e diminuindo seu potencial, como mostra a tabela.

16. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag \quad E^0 = +0{,}80\ V$
$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu \quad E^0 = +0{,}34\ V$
$Pb^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Pb \quad E^0 = -0{,}13\ V$
$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Zn \quad E^0 = -0{,}76\ V$
$\boxed{A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightarrow A\ell \quad E^0 = -1{,}66\ V}$
$Mg^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Mg \quad E^0 = -2{,}37\ V$
A pilha $A\ell$ e Mg é a única na qual o alumínio se reduz; em qualquer outra pilha de alumínio, com prata, cobre, chumbo, ou zinco, o alumínio se oxida.
A única afirmação verdadeira é a *c*.

17.
1. $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$
2. A – Solução de $CuSO_4$
   B – placa de cobre
   C – Placa de Zn
   D – Solução de $ZnSO_4$
3. $\Delta E = 1{,}10\ V$
4. Maior valor de ΔE

CAPÍTULO 17

p. 307 Exercícios fundamentais

1. O Cu^{2+} se oxida, e o $2\ H^+$ se reduz.

2. $\Delta E^0 = -0{,}34\ V$

3. Não espontâneo.

4. $A\ell$ se oxida, e o H^+ se reduz.

5. $\Delta E^0 = (0) - (-1{,}66)$; $\Delta E^0 = +1{,}66\ V$

6. Espontâneo.

7. Sim.

8. Não ocorre.

9. O cobre se oxida e o Zn^{2+} se reduz.

10. $\Delta E^0 = (-0{,}76) - (+0{,}34)$; $\Delta E^0 = -1{,}10\ V$; não é espontâneo.

11. O cobre se oxida, e o Ag^+ se reduz.

12. $\Delta E^0 = +0{,}46\ V$; espontânea.

p. 308 Testando seu conhecimento

1. O processo será espontâneo se $\Delta E > 0$

I. $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Fe^{2+}$

$0 \longrightarrow +2$ (Fe)
$+2 \longrightarrow 0$ (Cu)

$\Delta E^0 = E^0_{\text{red da espécie que se reduz}} - E^0_{\text{red da espécie que se oxida}}$

$\Delta E^0 = (+0{,}34) - (-0{,}44)$

$\Delta E^0 = +0{,}78\ V$

Espontâneo

II. $Zn^{2+} + Cu^+ \rightarrow Zn + Cu^{2+}$

$+2 \xrightarrow{\text{redução}} 0$ (Zn)
$0 \xrightarrow{\text{oxidação}} +2$ (Cu)

$\Delta E^0 = E^0_{\text{red da espécie que se reduz}} - E^0_{\text{red da espécie que se oxida}}$

$\Delta E^0 = (-0{,}76) - (+0{,}34)$

$\Delta E^0 = -1{,}10\ V$

Não espontâneo.

III. $2\,Ag + Cu^{2+} \rightarrow Cu^+ + 2\,Ag^+$

$0 \xrightarrow{\text{oxidação}} +1$ (Ag)
$+2 \xrightarrow{\text{redução}} 0$ (Cu)

$\Delta E^0 = E^0_{\text{red da espécie que se reduz}} - E^0_{\text{red da espécie que se oxida}}$

$\Delta E^0 = (+0{,}34) - (0{,}80)$

$\Delta E^0 = -0{,}46\ V$

Não espontâneo.

IV. $Zn + 2\,Ag^+ \quad Zn^{2+} + 2\,Ag$

$0 \longrightarrow +2$ (Zn)
$+1 \longrightarrow 0$ (Ag)

$\Delta E^0 = E^0_{\text{red da espécie que se reduz}} - E^0_{\text{red da espécie que se oxida}}$

$\Delta E^0 = (+0{,}80) - (-0{,}76)$

$\Delta E^0 = +1{,}56\ V$

Espontâneo.

2. c

$Cd + Ni^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Ni$

$0 \xrightarrow{\text{oxidação}} +2$ (Cd)
$+2 \xrightarrow{\text{redução}} 0$ (Ni)

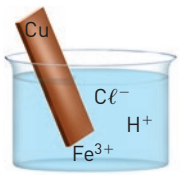
O Ni^{2+}, por apresentar o menor E^0_{red}, sofre redução depositando-se sobre a lâmina de cádmio.

3.

a) No tanque de crômio não ocorrerá reação, pois o potencial de redução do crômio é maior que o do alumínio.

b) $3\ Mg\ (s) + 2\ A\ell^{3+}\ (aq) \rightleftarrows 3\ Mg^{2+}\ (aq) + A\ell\ (s)$

4. a



O cobre irá se oxidar quando o seu potencial de redução for menor na comparação com as espécies presentes na solução.

Assim: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

$2\ Fe^{3+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ Fe^{2+}$

5.

a) Oxidante = $A\ell$; redutor = Zn^{2+}.

b) Ânodo: $A\ell\ (s) \rightarrow A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ e^-$

Cátodo: $Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn\ (s)$

c) Reação espontânea: $\Delta E^0 = +0{,}897\ V$

6. c

reduz mais facilmente ↑

$\boxed{Cu^{2+}}$	$+ 2e^- \rightarrow Cu$	$E^0 = +0{,}34\ V$	
Sn^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow Sn$	$E^0 = -0{,}14\ V$	
Ne^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow Ne$	$E^0 = -0{,}24\ V$	
Fe^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow Fe$	$E^0 = -0{,}44\ V$	
Zn^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow Zn$	$E^0 = -0{,}76\ V$	
Mg^{2+}	$+ 2e^- \rightarrow \boxed{Mg}$	$E^0 = -2{,}37\ V$	

↓ oxida mais facilmente

7. e

$Zn + 2\ H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$

$Sn + 2\ H^+ \rightarrow Sn^{2+} + H_2$

Tanto o Zn quanto o Sn são mais reativos que o hidrogênio.

$E^{red}_{Zn^{2+}}$ e $E^{red}_{Sn^{2+}} < E^{red}_{H^+}$

$Ag + H^+ \rightarrow$ não reage

Assim:

$E^{red}_{H^+} < E^{red}_{Ag^+}$

$Sn + Zn^2 \rightarrow$ não reage

Se não ocorreu reação, podemos concluir que o Zn^{2+} não reduziu; logo, o seu potencal de redução é menor que o Sn^{2+}.

Assim:

$\underbrace{E^{red}_{Ag^+} > E^{red}_{H^+} > E^{red}_{Sn^{2+}} > E^{red}_{Zn^{2+}}}_{\text{Pilha Ag, Zn tem E maior}}$

8. d

$\Delta E^0 = E^0_{\text{red da espécie que se reduz}} - E^0_{\text{red da espécie que se oxida}}$

$Ag + Zn^{2+} \rightarrow Ag^+ + Zn^0$

oxidação | redução

$\Delta E^0 = -0{,}76 - (0{,}8)$

$\Delta E^0 < 0$

$Zn + Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + Ag$

oxidação | redução

$\Delta E^0 = -0{,}8 - (-0{,}76)$

$\Delta E^0 < 0$

$Zn + Mg^+ \rightarrow Zn^{2+} + Mg$

oxidação | redução

$\Delta E^0 = -2{,}37 - (-0{,}76)$

$\Delta E^0 < 0$

$Cu + Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + Ag$

oxidação | redução

$\Delta E^0 = 0{,}8 - (-0{,}34)$

$\Delta E^0 > 0$

9. Corretas: (0-0), (1-1), (3-3), (4-4).

$\begin{cases} Fe^{2+} = \text{agente redutor} \\ Zn = \text{agente oxidante} \end{cases}$

$Cu + Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + Ag$

oxidação | redução

$Cu + 2\ H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$

$0 \xrightarrow{\text{oxidação}} +2$

$+1 \xrightarrow{\text{redução}} 0$

$\Delta E^0 = 0 - 0{,}34 = -0{,}34\ V$

$\begin{cases} Zn = \text{agente redutor} \\ Fe = \text{agente oxidante} \end{cases}$

$Fe + 2\ Ag^+ \rightarrow Fe^{2+} + 2\ Ag^0$

oxidação | redução

$\Delta E^0 = 0{,}80 - (-0{,}44) = 1{,}24\ V$

10.

a) Porque o ferro oxida, reagindo com o oxigênio do ar, em ambiente úmido.

$$4\ Fe\ (s) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s)$$

b) O elmo que emperra mais é o do suserano, já que o potencial padrão do ouro é de +1,50 V; assim, o ferro oxida preferencialmente. Como o potencial de redução do zinco é de −0,76 V, ele oxidará preferencialmente em relação ao ferro.

p. 311 Aprofundando seu conhecimento

1. d

Ser espontâneo: $\Delta E > 0$

$$2\,Ag^{+} + Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,Ag$$

oxidação: $0 \rightarrow +2$

redução: $+1 \rightarrow 0$

$$\Delta E^0 = E_{\text{red da espécie que se reduz}} - E_{\text{red da espécie que se oxida}}$$

$$\boxed{\Delta E^0 = +0{,}46\ V}$$

2. c

$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Zn \quad E = -0{,}76\ V$

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu \quad E = +0{,}34\ V$

Equação da reação global da pilha:

$$\underset{\text{redutor}}{Zn} + \underset{\text{oxidante}}{Cu^{2+}} \rightarrow Cu + Zn^{2+} \qquad \Delta E = \underset{\text{espontânea}}{+1{,}10\ V}$$

3. b

$Na + Ag^{+} \rightarrow Ag + Na^{+} \qquad E^{red}_{Ag^+} > E^{red}_{Na^+}$

$Li + Na^{+} \rightarrow Na + Li^{+} \qquad E^{red}_{Na^+} > E^{red}_{Li^+}$

$E^{red}_{Ag^+} > E^{red}_{Na^+} > E^{red}_{Li^+}$

4. a

$NiC\ell_2\,(aq) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq)$

O cátio Ni^{2+} não pode receber elétrons dos recipientes de ferro, cobre, estanho e zinco, pois nessas situações $E^{red}_{Ni^{2+}} > E^{red}_{metal}$. Então o recipiente pode ser de Sn ou Cu (frascos I e II).

5. d

Melhor redutor ⇒ perde e^- com maior facilidade

Aumenta a tendência de receber elétrons; sofre redução ↓

$A\ell^{+3} + 3\,e^- \rightarrow A\ell \quad [E^0 = -1{,}66\ V]$

$Zn^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Zn \quad [E^0 = -0{,}76\ V]$

$Fe^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Fe \quad [E^0 = -0{,}44\ V]$

$Cu^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Cu \quad [E^0 = +0{,}34\ V]$

$Hg^{+2} + 2\,e^- \rightarrow Hg \quad [E^0 = +0{,}85\ V]$

melhor oxidante

6.

a) Frasco II:

$Fe\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Fe^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$

b) 161,3 g/L

Frasco I:

1 mol/L de $ZnSO_4$ = 161,3 g/L

Frasco III:

304 g de $FeSO_4$ ——— 2 L

x ——— 1 L

x = 152 g de $FeSO_4$, ou 152 g/L

7.

a) $\Delta E^0 = +2{,}71\ V$

b) Eletrodo de cobre.

c) $Mg\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$

8.

a) $2\,MnO_4^-\,(aq) + 6\,H^+\,(aq) + 5\,H_2O\,(\ell) + 5\,H_2O_2 \rightarrow 2\,Mn^{2+}\,(aq) + 8\,H_2O\,(\ell) + 5\,O_2\,(g)$

b) Agente oxidante: MnO_4^-.

Agente redutor: H_2O_2.

c) Processo espontâneo, porque $\Delta E^0 > 0$

9. 01 + 04 + 08 = 13

Experimento	Comentário
1. Colocou um fio de cobre em um copo contendo uma solução de nitrato de prata 1 mol/L.	Como o potencial de redução da prata (+0,80) é maior do que o do cobre (+0,34), a prata sofrerá redução e se depositará no fio de cobre.
2. Colocou um fio de prata em um copo contendo uma solução de sulfato de cobre 1 mol/L.	Como o potencial de redução da prata (+0,80) é maior do que o do cobre (+0,34), nada será observado.
3. Colocou uma fita de zinco metálico em copo contendo uma solução de ácido sulfúrico 1 mol/L.	Como o potencial de redução do hidrogênio (+0,00) é maior do que o do zinco (−0,76), ocorrerá desprendimento de gás hidrogênio ($2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$).
4. Colocou um prego enrolado por uma fita de Mg metálico em um copo contendo uma solução de ácido sulfúrico 1 mol/L.	Como o potencial de redução do hidrogênio (+0,00) é maior do que o do magnésio (−2,37), ocorrerá desprendimento de gás hidrogênio ($2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$). Somente ocorrerá a oxidação do prego após a completa oxidação da fita de magnésio ou após ocorrer a perda de contato elétrico entre os dois metais.

01. Verdadeira. O experimento 2 não produz reação de oxirredução.
02. Falsa. O experimento 2 não produz reação de oxirredução.
04. Verdadeira. Ocorre desprendimento de H_2 em ambos os experimentos.
08. Verdadeira. $E^o\,(Mg) < E^o(Fe)$
16. Falsa. A massa de cobre metálico aumenta com o tempo.

10. c

[I] $Ba(NO_3)_2 + 2\,Ag \rightarrow 2\,AgNO_3 + Ba$

$Ag^+\,(aq) + e^- \leftrightarrow Ag\,(s)$	$\varepsilon^0 = 0{,}80\ V$
$Ba^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \leftrightarrow Ba\,(s)$	$\varepsilon^0 = -2{,}90\ V$

$-2{,}90\ V < 0{,}80\ V \rightarrow$ não espontânea.

[II] $2\,A\ell(NO_3)_3 + 3\,Co \rightarrow 3\,Co(NO_3)_2 + 2\,A\ell$

$Co^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \leftrightarrow Co\,(s)$	$\varepsilon^0 = -0{,}28\ V$
$A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \leftrightarrow A\ell\,(s)$	$\varepsilon^0 = -1{,}66\ V$

$-1{,}66\ V < -0{,}28\ V \rightarrow$ não espontânea.

[III] $3\ AgNO_3 + A\ell \rightarrow A\ell(NO_3)_3 + 3\ Ag$

$Ag^+ (aq) + e^- \leftrightarrow Ag (s)$	$\varepsilon^0 = 0{,}80\ V$
$A\ell^{3+} (aq) + 3\ e^- \leftrightarrow A\ell (s)$	$\varepsilon^0 = -1{,}66\ V$

$0{,}80\ V > -1{,}66\ V \rightarrow$ espontânea

11.

a) No primeiro experimento, a placa de cobre foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (pH = 1).
Como o potencial de redução do cobre (+0,34 V) é maior do que o do hidrogênio (0,00 V), não ocorre reação.

b) No segundo experimento, outra placa de cobre foi mergulhada em uma solução de nitrato de prata.
Agente redutor (sofre oxidação; menor potencial de redução; +0,34 V): placa de cobre.
Agente oxidante (sofre redução; maior potencial de redução; +0,80 V): Ag^+.

c) A placa de zinco (−0,76 V) foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (H^+; 0,00 V):

$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

$\Delta E^0 = 0{,}00 - (-0{,}76) = +0{,}076\ V$

d) Como o potencial de redução do ouro (+1,42 V) é maior do que o da prata (+0,80 V), não aconteceria reação.

12. d

1. Correta. Quando uma placa de níquel metálico é mergulhada numa solução aquosa contendo íons Pb^{2+}, ocorre deposição do chumbo metálico sobre a placa de níquel, pois o chumbo possui maior potencial de redução (−0,13 V) do que o níquel (−0,23 V).
2. Incorreta. Quando um fio de cobre é mergulhado em uma solução aquosa contendo íons Pb^{2+}, não ocorre deposição do chumbo metálico sobre o fio de cobre, pois o cobre (+0,34 V) possui maior potencial de redução do que o chumbo (−0,13 V).
3. Correta. Em uma pilha montada com os pares Ni^{2+}/Ni e Cu^{2+}/Cu, o eletrodo de cobre metálico funcionará como cátodo, pois o cobre (+0,34 V) possui maior potencial de redução do que o níquel (−0,23 V).

CAPÍTULO 18

p. 342 Exercícios fundamentais

1. O_2 e H_2O.

2. Não está enferrujada. Para formar a ferrugem, é necessária a presença de H_2O e O_2; dependendo do método de armazenamento (embalagem), podem ser retirados H_2O ou O_2, ou ambos, evitando a formação da ferrugem.

3. A umedecida, porque a velocidade de uma reação depende da concentração dos reagentes, neste caso, o H_2O e o O_2.

4. Podem ser utilizados metais com potencial de reação menor que o do ferro: Mg e Zn.

5. d
Uma parte do gás O_2 contido no tubo, juntamente com o vapor de água, reage com o ferro da palha de aço, diminuindo a pressão no interior do tubo. Assim, o nível de água será maior no interior do tubo.

p. 343 Testando seu conhecimento

1. Oxidação de Fe; redução de O_2.

2. Potencial de oxidação e potencial de redução.

3. $2\ Fe\ (s) + O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 2\ Fe^{2+}\ (aq) + 4\ OH^-\ (aq)$

4. Os metais Cr e Zn podem proteger o Fe, pois oxidam-se mais facilmente do que este.

5. b

6. b

7. e

p. 345 Aprofundando seu conhecimento

1. 02 + 04 + 32 = 38
O ferro metálico, por apresentar menor potencial de redução que o oxigênio, sofre oxidação, funcionando como ânodo. Como o oxigênio sofre redução, funciona como cátodo, sendo agente oxidante.

$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

$\Delta E^0 = (+1{,}23\ V) - (-0{,}44\ V)$

$\Delta E^0 = +1{,}67\ V$

2. d
A formação de ferrugem, oxidação do ferro, depende do seu contato com a água e com o gás oxigênio.
Se o ferro estivesse conectado a uma placa de cobre, este não iria proteger a obra, porque tem potencial de redução maior.

3. 02 + 08 = 10
01. Incorreta.
Na reação estão envolvidos dois mols de elétrons por mol de Fe ou por mol de Sn^{2+} reduzido.

$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

$Sn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Sn$

$Sn^{2+} + Fe \rightarrow Sn + Fe^{2+}$

02. Correta.
O potencial de redução do Fe^{2+} é menor que o do Sn^{2+}. Assim, o potencial de oxidação do ferro é maior que o do estanho, por isso o ferro se oxida mais facilmente.
04. Incorreta.
Como o ferro se oxida, ele funciona como ânodo.
08. Correta. Sendo ddp > 0, a reação ocorre nesse sentido.

4. Dos metais citados, o zinco é o que pode ser usado na placa, por potencial de redução menor que o do ferro.

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$

$Zn + Fe^{2+} \rightarrow Fe + Zn^{2+}$

5.

a) Mg e Zn se oxidaram mais facilmente.
Tanto o Zn como o Mg podem ser usados como metais de sacrifício por terem potencial de redução menores do que o do ferro.

b) $\Delta E = +1{,}93\ V$

O ΔE^0 maior é obtido usando-se o magnésio porque este tem o menor potencial de redução.

$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

$\Delta E^0 = (-0,44\ V) - (-2,37\ V)$

$\Delta E^0 = +1,93\ V$

c) $Mg + Fe^{2+} \rightarrow Fe + Mg^{2+}$

$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$

$Mg + Fe^{2+} \rightarrow Fe + Mg^{2+}$

6. e

Os metais que poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio (ou seja, proteger o alumínio da oxidação) devem apresentar menores potenciais de redução do que o do alumínio e, neste caso, o lítio e o potássio se encaixam.

$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	−3,05 V
$K^+ + e^- \rightarrow K$	−2,93 V
$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$	−1,66 V

7. e

O metal de sacrifício necessário para proteger o alumínio deve ter potencial de redução menor do que o do alumínio. A partir da tabela, conclui-se que este metal é o magnésio (−2,38 V).

8.

a) O consumo de O_2 diminuiu a pressão interna da proveta, o que provocou a entrada da água, em volume igual ao do oxigênio consumido.

100% de ar atmosférico → 25 cm de coluna de ar

% oxigênio = 20% → 5 cm de coluna de ar

b) A altura da coluna de ar corresponde a 35 mL de água ou 35 cm^3 de O_2 consumido:

1 mol de O_2 → 24,5 L

$n = 1,43 \cdot 10^{-3}$ mol de O_2 → $35 \cdot 10^{-3}$ L

112 g de Fe → 1 mol de O_2

$m_{Fe} = 0,16$ g de Fe → $1,43 \cdot 10^{-3}$ mol de O_2

c) Semirreações de oxidação e de redução:

oxidação do ferro: $Fe\ (s) \rightarrow Fe^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$

redução do oxigênio: $O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 4\ OH^-\ (aq)$

ddp da reação global: +0,44 + 0,40 = +0,84 V

9. e

Como o cobre tem potencial de redução maior que o do ferro, o prego da esquerda oxida.

Como o zinco tem potencial de redução menor que o do ferro, o fio de zinco enrolado no prego da direita oxida.

CAPÍTULO 19

p. 358 Exercícios fundamentais

1. Oxidação: perda de e^-.

2. Redução: ganho de e^-.

3. Zn: agente redutor; HgO: agente oxidante.

4. $Zn + HgO + H_2O \rightleftarrows Hg\ (\ell) + Zn^{2+} + 2\ OH^-$

$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

5. $\Delta E^0 = -0,85 - (-0,76)$

$\Delta E^0 = +1,61\ V$

6. Eletrodo de zinco.

7.

$HgO\ (s) + H_2O\ (\ell) + 2\ e^- \rightleftarrows Hg\ (\ell) + 2\ OH^-\ (aq)$

$Zn\ (s) \rightleftarrows Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$

$\underbrace{HgO\ (s)}_{\text{diminui}} + H_2O\ (\ell) + \underbrace{Zn\ (s)}_{\text{diminui}} \rightleftarrows \underbrace{Hg\ (\ell)}_{\text{aumenta}} + Zn^{2+}\ (aq) + \underbrace{2\ OH^-\ (aq)}_{\text{aumenta}}$

8. Oxidação.

9. Redução.

10. Ânodo: $H_2 \rightarrow H_2O$

11. Cátodo: $O_2 \rightarrow OH^-$

12. No ânodo são liberados elétrons e no cátodo são absorvidos elétrons.

13.

$2\ H_2\ (g) + 4\ OH^-\ (aq) \rightarrow 4\ H_2O\ (\ell) + 4\ e^-$

$O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) + 4\ e^- \rightarrow 4\ OH^-\ (aq)$

$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell)$

$\Delta E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

$\Delta E^0 = (1,23\ V) - (0\ V)$

$\Delta E^0 = 1,23\ V$

14. Oxidação:

$Pb \longrightarrow PbSO_4$

0 —oxidação→ +2

15. Redução:

$PbO_2 \longrightarrow PbSO_4$

+4 —redução→ +2

16. Pb: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\ e^-$

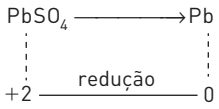
17. PbO_2: $\underset{(PbO_2)}{Pb^{4+}} + 2\ e^- \rightarrow \underset{(PbSO_4)}{Pb^{2+}}$

18. Diminui. O Pb se transforma em Pb^{2+}.

19. Aumenta. O $PbSO_4$ é formado a partir do Pb.

20. Diminui. O H^+ é consumido na reação de descarga.

21.



22. Aumenta. O PbO_2 é formado a partir do $PbSO_4$.

p. 359 Testando seu conhecimento

1.

$Ag_2O\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) + Zn\,(s) \rightarrow 2\,Ag\,(s) + Zn^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$

$\Delta E = 1{,}13\,V$

2. Ânodo = zinco

3. Cátodo: Ag_2O

4. Eletrodo de Ag_2O

5. Eletrodo de Zn

6. Verdadeiras: III, IV.

7. c

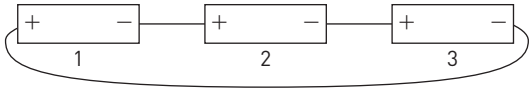
8.

a) $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2\,e^-$

$PbO_2 + 4\,H^+ + SO_4^{2-} + 2\,e^- \rightarrow PbSO_4 + 2\,H_2O$

b) Polo negativo: Pb
Polo positivo: PbO_2

c)



Fem = 2 V para cada bateria

9. 20

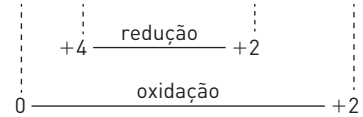
10. c

p. 361 Aprofundando seu conhecimento

1. Reação global:
$Cd\,(s) + NiO_2\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow Cd(OH)_2\,(aq) + Ni(OH)_2\,(aq)$
Reação anódica:
$Cd\,(s) + 2\,OH^-\,(aq) \rightarrow Cd(OH)_2\,(aq) + 2\,e^-$

2. 01 + 16 + 64 = 81

$Cd + NiO_2 + 2\,H_2O \rightarrow Cd(OH)_2 + Ni(OH)_2$

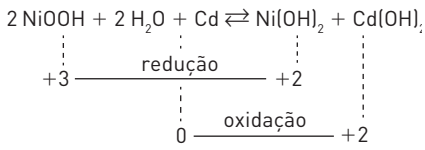


$\Delta H > 0$ espontâneo

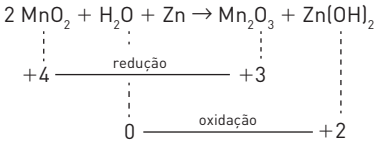
Cd: oxidação; agente redutor; ânodo

NiO_2: redução; agente oxidante; cátodo

3. b



4.



$E^0 = E^0_{maior} - E^0_{menor}$

$E^0 = 0{,}6 - (-0{,}9)$

$E^0 = 1{,}5\ V$

5.

a) $Cd\,(s) + 2\,Ni(OH)_3 \rightarrow Cd(OH)_2\,(s) + 2\,Ni(OH)_2$

b) O potencial é constante porque as concentrações iônicas se mantêm constantes.

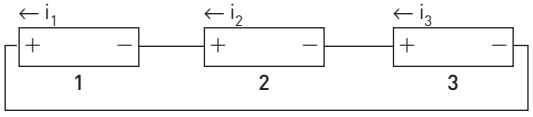
c) $2\,Ni(OH)_3 + 2\,NiH \rightarrow 2\,Ni + 2\,Ni(OH)_2 + 2\,H_2O$

6.

a) Ânodo: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\,e^-$; cátodo: $Pb^{4+} + 2\,e^- \rightarrow Pb^{2+}$

b) Polo ⊕: cátodo: PbO_2; polo ⊖: ânodo: Pb

c)



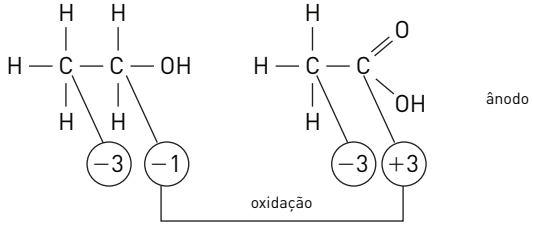
ddp de cada pilha: 2 V

d) $2\,PbSO_4 + 2\,H_2O \rightarrow Pb + PbO_2 + 4\,H^+ + 2\,SO_4^{2-}$

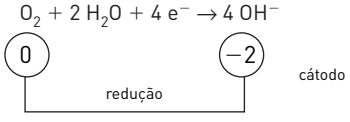
7. Célula alcalina: $\Delta E^0 = 0{,}83 - (-0{,}4) = \Delta E^0 = 1{,}23\ V$
Célula de ácido fosfórico: $\Delta E^0 = 0 - (-0{,}123) = 1{,}23\ V$

8.

$C_2H_6O + 4\,OH^- \rightarrow C_2H_4O_2 + 3\,H_2O + 4\,e^-$



$O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-$



9. c

II.
No eletrodo negativo: $H_2 \rightarrow 2\,H^+ + 2\,e^-$ (oxidação)

No eletrodo positivo: $\frac{1}{2}\,O_2 + 2\,e^- \rightarrow O^{2-}$ (redução)

$2\,H^+ + O^{2-} \rightarrow H_2O$

A cada mol de água que se forma, são transferidos dois elétrons de um eletrodo ao outro.

III. 90 kg H_2 ——— 1 dia
x ——— 7 dias
x = 630 kg H_2

18 g H_2O ——— 2 g H_2
x ——— $630 \cdot 10^3$ g H_2
x = $5\,670 \cdot 10^3$ g H_2O ⇒ 5 670 L H_2O

10.

a) As semirreações podem ser representadas por estas equações:

oxidação ânodo: $C_2H_5OH + 3\,H_2O \rightarrow 2\,CO_2 + 12\,H^+ + 12\,e^-$

(−2) —oxidação→ (+4)

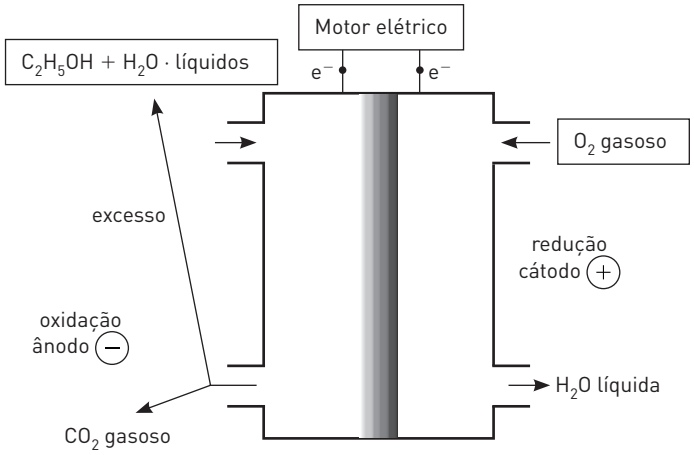
$\Delta = 6$

redução cátodo: $O_2 + 4\,e^- + 4\,H^+ \rightarrow 2\,H_2O$

(0) —redução→ (−2)

$\Delta = 2$

b)



Os elétrons migram do polo onde ocorre oxidação (perda de elétrons) para o polo onde ocorre redução (ganho de elétrons).

11. a

(F) Nessas pilhas o hidrogênio é o agente redutor.

(V) A reação global da pilha é representada por:

$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell)$

$2\,H_2\,(g) + \cancel{4\,OH^-}\,(aq) \rightarrow \cancel{4}\,H_2O\,(\ell) + \cancel{4\,e^-}$

$O_2\,(g) + \cancel{2\,H_2O}\,(\ell) + \cancel{4\,e^-} \rightarrow \cancel{4\,OH^-}\,(aq)$

$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell)$

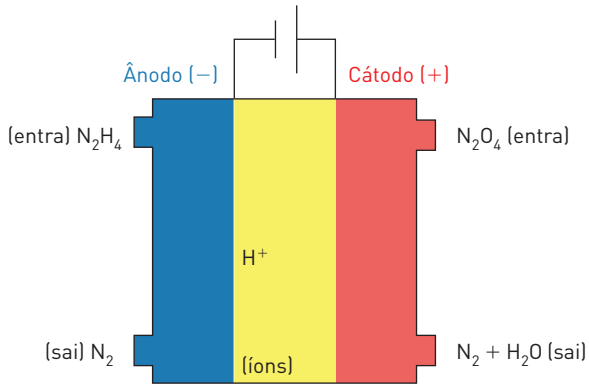
(F) Nessas pilhas, os elétrons fluem do ânodo para o cátodo.

(V) A utilização de pilhas a combustível não gera emissões poluentes, pois forma água.

(F) Mudanças nos coeficientes estequiométricos das semirreações não alteram valores dos potenciais eletroquímicos.

12.

a) Esquematicamente, poderíamos ter o seguinte dispositivo:



b) Equações químicas balanceadas das semirreações anódica e catódica que ocorrem no dispositivo eletroquímico para o meio ácido:

$2\,N_2H_4\,(\ell) \rightarrow 2\,N_2\,(g) + \cancel{8\,H^+}\,(aq) + \cancel{8\,e^-}$ (oxidação — ânodo)

$N_2O_4\,(\ell) + \cancel{8\,H^+}\,(aq) + \cancel{8\,e^-} \rightarrow N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(g)$ (redução — cátodo)

$2\,N_2H_4\,(\ell) + N_2O_4\,(\ell) \xrightarrow{\text{global}} 3\,N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(g)$

Equações químicas balanceadas das semirreações anódica e catódica que ocorrem no dispositivo eletroquímico para o meio básico:

$2\,N_2H_4\,(\ell) + \cancel{8\,OH^-}\,(aq) \rightarrow 2\,N_2\,(g) + 8\,H_2O\,(g) + \cancel{8\,e^-}$ (oxidação — ânodo)

$N_2O_4\,(\ell) + \cancel{8\,e^-} + 4\,H_2O\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + \cancel{8\,OH^-}\,(aq)$ (redução — cátodo)

$2\,N_2H_4\,(\ell) + N_2O_4\,(\ell) \xrightarrow{\text{global}} 3\,N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(g)$

13.

Semirreação anódica: $N_2H_4(\ell) + 4\,OH^-\,(aq) \rightarrow N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^-$

Semirreação catódica: $O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-\,(aq)$

Reação global: $N_2H_4\,(\ell) + O_2\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell)$

Utilizando a hidrazina hidratada, podemos escrever a reação global da seguinte maneira:

Reação global

$N_2H_4 \cdot H_2O\,(\ell) + O_2\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell)$

−2 —oxidação→ 0

Outra resolução:

Na pilha de combustível, a reação global é uma combustão.

Utilizando os dados, podemos escrever diretamente:

$N_2H_4 \cdot H_2O + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

Balanceando por tentativas:

$N_2H_4 \cdot H_2O\,(\ell) + O_2\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell)$

CAPÍTULO 20

p. 373 Exercícios fundamentais

1. Cátodo.

2. Redução.

3. $Pb^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Pb$

4. Ânodo.

5. Oxidação.

6. $2\,Br^- \rightarrow Br_2\,(\ell) + 2\,e^-$

7. $Pb^{2+}\,(aq) + 2\,Br^-\,(aq) \rightarrow Pb\,(s) + Br_2\,(\ell)$

8. H^+, Ca^{2+}

9. H^+

10. $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$

11. OH^-, NO_3^-

12. OH^-

13. $2\,OH^- \rightarrow H_2O + \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,e^-$

14. Mais concentrada.

p. 374 Testando seu conhecimento

1. b
No cátodo de um processo eletroquímico sempre ocorre um processo de redução.

2. d
O processo de oxidação que ocorre no ânodo pode ser representado por:
$2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$

3. d
O processo que ocorre no cátodo pode ser representado por:
$Mg^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Mg$

4.

a) $KI\,(s) \xrightarrow{\Delta} K^+ + I^-$
Polo ⊕ ânodo $\{2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$
Polo ⊖ cátodo $\{K^+ + e^- \rightarrow K^0$

b) $NiC\ell_2\,(s) \xrightarrow{\Delta} Ni^{2+} + 2\,C\ell^-$
Polo ⊕ ânodo $\{2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$
Polo ⊖ cátodo $\{Ni^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ni\,(s)$

5. c
Eletrólise do $NaC\ell$ em meio aquoso:

$2\,NaC\ell\,(s) \xrightarrow{H_2O} 2\,Na^+\,(aq) + \cancel{2\,C\ell^-\,(aq)}$

Polo ⊖ $\{2\,H_2O + \cancel{2e^-} \rightarrow H_2\,(g) + 2\,OH^-\,(aq)\}$ redução cátodo

Polo ⊕ $\{\cancel{2\,C\ell^-\,(aq)} \rightarrow C\ell_2\,(aq) + \cancel{2e^-}\}$ oxidação ânodo

$2\,NaC\ell\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow H_2\,(g) + C\ell_2\,(g) + 2\,OH^-\,(aq)$

6. c
$2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$
$2\,Na^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,Na$

7.

a) F

b) V

c) F

d) F

e) V

$2\,Na^+ + 2\,C\ell^- \rightarrow 2\,Na + C\ell_2$

$+1$ ——— 0 ; -1 ——— 0

ânodo, polo ⊕ (oxidação) $\}\ 2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$

cátodo, polo ⊖ (redução) $\}\ Na^+ + e^- \rightarrow Na$

Afirmações *b* e *e* → verdadeiras

8.

a) $CuBr_2 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + 2\,Br^-$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

ânodo ⊕ $\{2\,Br^- \rightarrow \underset{\text{bromo}}{Br_2} + 2\,e^-$

cátodo ⊖ $\{Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow \underset{\text{cobre metálico}}{Cu^0}$

b) $AgNO_3 \xrightarrow{H_2O} Ag^+ + NO_3^-$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

⊕ $\{2\,OH^- \rightarrow \frac{1}{2}\,O_2 + H_2O + 2\,e^-$

⊖ $\{Ag^+ + e^- \rightarrow Ag^0$

c) $CaC\ell_2\,(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\,C\ell^-$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

⊕ $\{2\,OH^- \rightarrow \frac{1}{2}\,O_2 + H_2O + 2\,e^-$

⊖ $\{2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

d) $Na_2SO_4\,(s) \xrightarrow{H_2O} 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$

$HOH \rightarrow H^+ + OH^-$

⊕ $\{2\,OH^- \rightarrow \frac{1}{2}\,O_2 + H_2O + 2\,e^-$

⊖ $\{2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

9. c

$Sn^{2+} + 2\,C\ell \rightarrow Sn + C\ell_2$

$+2$ ——(redução)—— 0 ; -1 ——(oxidação)—— 0

ânodo, polo ⊕, oxidação $\}\ 2\,C\ell \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$

cátodo, polo ⊖, redução $\}\ Sn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Sn$

10. b

$KBr \rightarrow K^+ + Br^-$

$H_2O \rightarrow 2\,H^+ + OH^-$

ânodo, polo ⊕, oxidação: $2\,Br^- \rightarrow Br_2 + 2\,e^-$

cátodo, polo ⊖, redução: $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

11. d

I. Verdadeira.

$Br^- \rightarrow$ ânodo, polo ⊕ $\qquad K^+ \rightarrow$ cátodo, polo ⊖

II. Verdadeira.

$OH^- \rightarrow$ ânodo, polo ⊕ $\qquad H^+ \rightarrow$ cátodo, polo ⊖

III. Falsa.

$OH^- \rightarrow$ ânodo $\qquad Br^- \rightarrow$ ânodo

12. a

[I] Correta. Esse sistema é ideal para ser implantado em João Pessoa, onde há o encontro de rios com o mar, ou seja, água "doce" com salgada.

[II] Errada. O sistema seria perfeito para gerar água doce em regiões onde existe água salgada.

[III] Errada. Seria muito útil para geração de água potável.

13. e

Um eletrodo de prata foi utilizado para estabelecer uma boa ligação com os ânions cloreto, logo este eletrodo tem carga positiva.

14. d

$NaC\ell\,(aq) \rightarrow Na^+(aq) + C\ell^-(aq)$

$H_2O\,(\ell) \rightarrow H^+(aq) + OH^-(aq)$

cátions → cátodo

Na^+

H^+

H^+: prioridade de descarga

$2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

cátodo, polo ⊖ → libera H_2

ânion 2 → ânodo

$C\ell^-$

OH^-

$C\ell^-$: prioridade de descarga

$2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$

ânodo, polo ⊕ → libera $C\ell_2$

Solução: Na^+ e OH^-

Afirmações:

I. Correta: eletrodo 1: polo ⊕: libera $C\ell_2$

II. Correta:

eletrodo 2: polo ⊖ { libera H_2 ; Na^+ e OH^- na solução }

III. Incorreta.

Ocorreu uma oxidação.

15.

a) Tubo I = H_2; tubo II = O_2.

b) Polo ⊖ (cátodo) redução.

c) Para uma mesma corrente elétrica.

Tubo I – $4\,H_2O + \boxed{4\,e^-} \rightarrow 4\,OH^- + 2\,H_2(g)$

Tubo II – $2\,H_2O \rightarrow 4\,H^+ + O_2(g) + \boxed{4\,e^-}$

São produzidos { 2 mol de H_2 = 4 g ; 1 mol de O_2 = 32 g }

p. 376 Aprofundando seu conhecimento

1. Corretos: (1-1) e (4-4)

$MgC\ell_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2\,C\ell^-$

cátodo, polo ⊖, redução: $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$

ânodo, polo ⊕, oxidação: $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$

Afirmações:

0 – 0: incorreta, não é processo espontâneo.

1 – 1: correta, o Mg é obtido fundido (líquido).

2 – 2: incorreta, $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$.

3 – 3: incorreta.

4 – 4: correta, $Mg^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Mg$

2 mol – 1 mol

4 mol – 2 mol

2. d

$2\,A\ell_2O_3(s) \xrightarrow{\Delta} 4\,A\ell^{3+}(\ell) + 6\,O^{2-}(\ell)$

$6\,O^{2-}(\ell) \rightarrow 3\,O_2(g) + 12\,e^-$ (ânodo; oxidação) ⊖

$4\,A\ell^{3-}(\ell) + 12\,e^- \rightarrow 4\,A\ell\,(\ell)$ (cátodo; redução) ⊕

$2\,A\ell_2O_3(s) \xrightarrow{\text{global}} 3\,O_2(g) + 4\,A\ell\,(\ell)$

O alumínio sofre redução.

3. d

Analisando as reações, vem:

Polo ⊕: $C + 2\,O^{2-} \rightarrow CO_2 + 4e^-$ (×3)

Polo ⊖: $A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightarrow A\ell$ (×4)

Polo ⊕; ânodo: $3\,C + 6\,O^{2-} \rightarrow 3\,CO_2 + \cancel{12e^-}$ (oxidação)

Polo ⊖; cátodo: $4\,A\ell^{3+} + \cancel{12e^-} \rightarrow 4\,A\ell$ (redução)

$$3\,C + 6\,O^{2-} + 4\,A\ell^{3+} \xrightarrow{\text{global}} 3\,CO_2 + 4\,A\ell$$

Para 1 mol de Aℓ:

$$\frac{3}{4}\,C + \frac{3}{2}\,O^{2+} + A\ell^{3+} \xrightarrow{\text{global}} \frac{3}{4}\,CO_2 + A\ell$$

4. d

Observa-se no gráfico que a concentração de íons cobre presentes na solução caiu para zero por volta dos 60 minutos. Isso significa que houve deposição de cobre da solução no eletrodo.

5. Corretos: 01 + 08 = 09

$CuC\ell_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2\,C\ell^-$

$H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

cátodo / polo ⊖ / redução: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

ânodo / polo ⊕ / oxidação: $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2e^-$

6.

a)

polo ⊖ (cátodo) redução = Ni(s)

polo ⊕ (ânodo) oxidação = $C\ell_2$(g)

b) O ΔE mínimo deve ser +1,60 V. A reação $2\,C\ell^- + Ni^{2+} \rightarrow Ni + C\ell_2$ não é espontânea e, portanto, deve ser forçada. Para que isso seja possível, o gerador deve fornecer no mínimo 1,60 V.

$$Ni + C\ell_2 \underset{\text{não espont.}}{\overset{\text{espont.}}{\rightleftharpoons}} Ni^{2+} + 2\,C\ell^- \qquad \Delta E = +1{,}60\ V$$

7. e

As espécies químicas quantitativamente importantes em uma solução aquosa de iodeto de potássio são K^+ (aq), I^- (aq) e H_2O (ℓ).

Descarga no cátodo (redução): polo ⊕:

K^+ (aq) + e^- → K (s) $\quad E^0 = -2{,}93$ V

$2\,H_2O$ (ℓ) + $2\,e^-$ → H_2 (g) + $2\,OH^-$ (aq) $\quad E^0 = -0{,}83$ V

Ocorrerá a segunda semirreação, porque apresenta maior potencial de redução.

Há formação de gás hidrogênio, o meio torna-se básico, e a solução, ao redor desse eletrodo inerte, adquire cor vermelha na presença de fenolftaleína.

Descarga no ânodo (oxidação): polo ⊕:

I_2 (s) + $2\,e^-$ → $2\,I^-$ (aq) $\quad E^0 = +0{,}54$ V

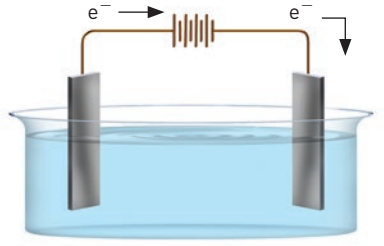
O_2 (g) + $4\,H^+$ (aq) + $4\,e^-$ → H_2O (ℓ) $\quad E^0 = +1{,}23$ V

A oxidação mais espontânea será da semirreação com menor potencial de redução:

$2\,I^-$ (aq) → I_2 (s) + $2\,e^-$

Não há formação de gás.

8. e



compartimento X compartimento Y

I. Incorreta. Na eletrólise, o elétron sai do polo positivo (compartimento *X*) e migra em direção ao polo negativo (compartimento *Y*).

II. Correta. O polo positivo da eletrólise é onde ocorre a reação de oxigênio e, portanto, será o ânodo (compartimento *X*).

III. Incorreta. Como a eletrólise é um processo não espontâneo, a variação de potencial de redução (ΔE^0_{red}) é menor que zero.

IV. Correta. Na eletrólise da solução aquosa de NaCℓ (aq), ocorre formação de gás hidrogênio no cátodo, polo negativo (compartimento *Y*), conforme a equação:

$$2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g) + 2\,OH^-\,(aq)$$

V. Correta. Na eletrólise da solução aquosa de NaCℓ (aq), ocorre formação do gás cloro no ânodo, polo positivo (compartimento *X*), conforme a equação:

$$2\,C\ell^-(aq) \rightarrow C\ell_2\,(g) + 2\,e^-$$

9.

a) Reação espontânea.

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 3\,e^-$ (oxidação)

$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ (redução)

Deixa de ser espontânea se o fluxo de elétrons for o inverso, ou seja, uma pilha passa a ser uma eletrólise.

A equação que representa a reação não espontânea (eletrólise) é:

$Ag\,(s) + Fe^{3+}\,(aq) \rightarrow Ag^+\,(aq) + Fe^{2+}\,(aq)$

b) Oxidante: Ag^+, que se reduz, obrigando o Fe^{2+} a se oxidar.

10. c

$2\,H_2O(\ell) \rightarrow 2\,H^+(aq) + 2\,OH^-(aq)$

$2\,NaC\ell\,(s) \rightarrow 2\,Na^+(aq) + 2\,C\ell^-(aq)$

Ânodo (+): $2\,C\ell^-\,(aq) \rightarrow C\ell_2(g) + 2e^-$ (oxidação)

Cátodo (-): $2\,H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$ (redução)

$$2\,NaC\ell(s) + 2\,H_2O(\ell) \rightarrow \underbrace{2\,Na^+(aq) + 2\,OH^-(aq)}_{2\,NaOH\,(aq)} + H_2(g) + C\ell_2(g)$$

ou

eletrólise do NaCℓ (cloreto de sódio) não simplificada em solução aquosa:

Ânodo (+): $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2(g) + 2e^-$

Cátodo (-): $2\,H_2O(\ell) + 2e^- \rightarrow$

$H_2(g) + 2\,OH^-(aq)$ (róseo na presença de fenolftaleína)

$$2\,H_2O(\ell) + 2\,C\ell^- \xrightarrow[\text{global}]{\text{célula}} H_2(g) + C\ell_2(g) + 2\,OH^-(aq)$$

Como a concentração de água (H_2O) é muito maior que a dos íons Na^+, a reação catódica é dada por $2\,H_2O\,(\ell) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2\,OH^-$ (aq) e não por $2\,Na^+$ (aq) + $2\,e^-$ → Na (s)

11.

a)

Ânodo (+): $H_2O(\ell) \rightarrow \frac{1}{2} O_2 + \cancel{2e^-} + 2H^+(aq)$

Cátodo (-): $2H_2O(\ell) + \cancel{2e^-} \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$

$\cancel{3}\ H_2O(\ell) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) + \underbrace{2H^+(aq) + 2OH^-(aq)}_{\cancel{2H_2O}(\ell)}$

$2H_2O(\ell) \xrightarrow[\text{global}]{\text{célula}} H_2(g)$ (tubo 2) $+ \frac{1}{2} O_2(g)$ (tubo 1)

18 g ——— 22,4 L ——— $\frac{22,4}{2}$ L (11,2 L)

36 g ——— 44,8 L ——— 22,4 L

b) Equação da reação química da combustão do gás hidrogênio:

$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$

12. Reação global da eletrólise: soma das semirreações catódica e anódica

reação anódica: $CO(NH_2)_2 + 6\,OH^- \rightarrow N_2 + 5\,H_2O + CO_2 + 6\,e^-$

reação catódica: $6\,H_2O + 6\,e^- \rightarrow 3\,H_2 + 6\,OH^-$

reação global: $CO(NH_2)_2 + H_2O \rightarrow 3H_2 + N_2 + CO_2$

Cálculo da distância percorrida:

Massa de ureia coletada:

$m = 20\ g/L \cdot 10\,000\ L = 200\,000\ g = 2 \cdot 10^5\ g$

Massa de H_2 produzida a partir da ureia coletada:

Segundo a estequiometria da reação, cada mol de ureia produz 3 mol de H_2.

$CO(NH_2)_2 = 3\,H_2$

60 g ——— $3 \cdot 2$ g de H_2

$2 \cdot 10^5$ g ——— x

$x = 2 \cdot 10^4$ g de H_2

Distância percorrida pelo ônibus:

100 g de H_2 ——— 1 km

$2 \cdot 10^4$ g de H_2 ——— s

s = 200 km

CAPÍTULO 21

p. 383 Exercícios fundamentais

1. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

1 mol ——— 1 mol

$x = 9,65 \cdot 10^4$ C ——— 1 mol

$x = 9,65 \cdot 10^4$ C ——— 108 g

193 000 ——— y

y = 216 g

$x = 9,65 \cdot 10^4$ C = 96 500 C

y = 216 g

2. $Q = i \cdot t$

$Q = 1\,000 \cdot 0,965 \Rightarrow Q = 965$ C

3. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

96 500 ——— 108 g

965 C ——— m

m = 1,08 g

p. 383 Testando seu conhecimento

1. 1,38 g

2. $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow 2Cu^0$

Massa depositada 31,75 g

3. 1,13 h

4. Ni: 2,35 g; Cu: 2,54 g

5. I. $\begin{cases} Au^{4+} + 4e^- \rightarrow Au \\ Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr \end{cases}$

II. 16,32 minutos

6. b

7. $V = 0,56\ L\ de\ H_2$

8.

a) aproximadamente 2,8 mg

b) corrente de $1,9 \cdot 10^{-13}$ A

p. 385 Aprofundando seu conhecimento

1. d

Teremos:

$Q = i \cdot t = 96,5\ min \cdot 2\ A = 96,5 \cdot 60\ s \cdot 2\ A = 120 \cdot 96,5$ C

$Cr^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Cr(s)$

$3 \cdot 96\,500$ C ——— 52 g

$120 \cdot 96,5$ C ——— m_{Cr}

$m_{Cr} = 2,08$ g

2. c

Na eletrólise ígnea do cloreto de alumínio, temos a seguinte reação de redução:

$A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightarrow A\ell^0$

Pela reação:

27 g de $A\ell$ ——— 3 mol de e^-

21,6 g de $A\ell$ ——— n

n = 2,4 mol de elétrons.

Definimos 1 Faraday (1 F) como sendo a carga de 1 mol de elétrons.

1 mol de elétrons ——— 96 500 C

2,4 mol de elétrons ——— Q

Q = 231 600 C

3. d

$Ni^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ni(s)$

2 mol de e^- ——— 58,7 g

$2 \cdot 96\,500$ C ——— 58,7 g

Q ——— 5,87 g

Q = 19 300 C

$Q = i \cdot t \Rightarrow 19\,300\ C = i \cdot 1\,000$

i = 19,30 A

4.

a) $E_{redução}\ Ag > E_{redução}\ Zn$

Então,

$2\,Ag^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ag$ (redução)

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$ (oxidação)

$2\,Ag^+ + Zn \rightarrow 2\,Ag + Zn^{2+}$

$\Delta E = +0,80\ V - (-0,76\ V) = +1,56\ V$

b) Teremos:
$Q = i \cdot t$
$Q = 10 \cdot 10^3\ A \cdot 12 \cdot 3\,600\ s$
$Q = 432\ A \cdot s$
$Zn \rightarrow 2\ e^- + Zn$
$2 \cdot 96\,500\ C$ ——— 65 g
$432\ C$ ——— m $\qquad m = 0{,}145\ g$

5. b
Dados: 1 F = 96 500 C, Volume molar = 22,4 L.
Teremos:

$Q = i \cdot t = 20 \cdot \frac{1}{4} \cdot 3\,600\ s = 1\,800\ C$

$2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2\ (g) + 2\ e^-$

1 volume —— 2 mol e^-

1 volume —— 2 F

22,4 L —— $2 \cdot 96\,500$ C

$V_{C\ell_2}$ —— 18 000 C

$V_{C\ell_2} = 2{,}089 = 2{,}1\ L$

6. b
Na eletrólise, teremos:

$2\ Na^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ Na$ (redução)

$2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$ (oxidação)

$Q = i \cdot t = 5 \cdot 1\,930 = 9\,650\ C$

2 mol e^- —— $2 \cdot 96\,500$ C

$\Downarrow$

1 mol $C\ell_2$ —— $2 \cdot 96\,500$ C

$nC\ell$ —— 9 650 C

$nC\ell = 0{,}05$ mol

1 mol —— 22,71 L

0,05 mol —— V

V = 1,1355 L

$2\ Na^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ Na$

$2 \cdot 96\,500$ C —— $2 \cdot 23$ g

96 500 C —— m_{Na}

$m_{Na} = 2{,}3$ g

7. Teremos a seguinte reação:
$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu^0$
2 mol e^- ——— 63,5 g
$2 \cdot 96\,500 = 63{,}5$ g
$Q = i \cdot t$
$2 \cdot 96\,500\ C = i \cdot 26{,}8 \cdot 3\,600\ s$
$i = 2{,}00\ A$

8. 01 + 02 + 08 + 16 = 27
Cuba 1:

$MgC\ell_2\ (s) \xrightarrow{\Delta} \cancel{Mg^{2+}\ (\ell)} + \cancel{2\ C\ell^-\ (\ell)}$

$(+)\ \cancel{2\ C\ell^-}\ (\ell) \rightarrow \cancel{2\ e^-} + C\ell_2\ (g)$ (oxidação: ânodo)

$(-)\ \cancel{Mg^{2+}\ (\ell)} + \cancel{2\ e^-} \rightarrow Mg\ (\ell)$ (redução: cátodo)

$MgC\ell_2\ (s) \xrightarrow{\text{global}} C\ell_2\ (g) + Mg\ (\ell)$

Conhecendo as filas de descarga:

Cátions:

1A, 2A, $A\ell^{3+} < H^+ < Zn^{2+}, Cu^{2+}, Ag^+ \ldots$.

(outros cátions)

Ânions:

F^- e $NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-} < OH^- < C\ell^-, Br^-, I^-, S^{2-} \ldots$.

(ânions oxigenados) (outros ânions não oxigenados)

Cuba 2:

$H_2O\ (\ell) + H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

$NiC\ell_2\ (s) \rightarrow \cancel{Ni^{2+}\ (aq)} + \cancel{2\ C\ell^-\ (aq)}$

$(+)\ \cancel{2C\ell^-}\ (aq) \rightarrow \cancel{2\ e^-} + C\ell_2\ (g)$ (oxidação: ânodo)

$(-)\ \cancel{Ni^{2+}\ (aq)} + \cancel{2\ e^-} \rightarrow Ni\ (s)$ (redução: cátodo)

$NiC\ell_2\ (s) + \cancel{H_2O\ (\ell)} \xrightarrow{\text{global}} \cancel{H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)} + C\ell_2\ (g) + Ni\ (s)$

$NiC\ell_2\ (s) \xrightarrow{\text{global}} C\ell_2\ (g) + Ni\ (s)$

Na superfície do polo negativo da cuba 2, forma-se Ni (s).
Como as cubas eletrolíticas estão ligadas em série, elas devem ser percorridas pela mesma corrente elétrica. Chamando a quantidade de eletricidade que percorre as duas cubas de Q_1, teremos:

$Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ni^0$

$2 \cdot 96\,500$ C —— 24 g

Q —— 3 g

$Q = 24\,125$ C

$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni^0$

$2 \cdot 96\,500$ C —— 58,7

24 125 C —— M_{Ni}

$m_{Ni} = 7{,}34\ g \cong 7{,}4\ g$

9. Observe o equacionamento da eletrólise ígnea da alumina ($A\ell_2O_3$) que faz parte do processo de obtenção do alumínio na indústria.

$2\ A\ell_2O_3\ (s) \xrightarrow{\Delta} 4\ A\ell^{3+}\ (\ell) + 6\ O^{2-}\ (\ell)$

$6\ O^{2-}\ (\ell) \rightarrow 3\ O_2\ (g) + 12\ e^-$ (ânodo; oxidação) (–)

$4\ A\ell^{3+}\ (\ell) + 12\ e^- \rightarrow 4\ A\ell\ (\ell)$ (cátodo; redução) (+)

$2\ A\ell_2O_3\ (s) \xrightarrow{\text{global}} 3\ O_2\ (g) + 4\ A\ell\ (\ell)$

Sabemos que $Q = i \cdot t$, então:

$Q = (10{,}0 \cdot 10^3\ A \cdot t)\ C$

$1\ ton = 10^6\ g$

$1\ A\ell^{3+}\ (\ell) + 3\ e^- \rightarrow 1\ A\ell\ (\ell)$

$3 \cdot 96\,500\ C$ — 27 g

$10{,}0 \cdot 10^3 \cdot t$ — 10^6 g

$$t = \frac{3 \cdot 96500 \cdot 10^6}{27 \cdot 10,0 \cdot 10^3} = 1,072 \cdot 10^6 \text{ s}$$

$$1 \text{ dia} = 24 \cdot \text{h} = 24 \cdot 3600 \text{ s}$$

$$t_{dias} = \frac{1,072 \cdot 10^6 \text{ s}}{24 \cdot 3600 \text{ s}}$$

10.

$$Q = i \cdot t = 11 \text{ A} \cdot 10 \cdot 3600 \text{ s} = 396000 \text{ C}$$

$$2\,C\ell^- (aq) \rightarrow C\ell_2 (g) + 2e^-$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{——} & 2 \text{ mol } e^- \\ 24,4 \text{ L} & \text{——} & 2 \cdot 96500 \text{ C} \\ V_{C\ell_2}(g) & \text{——} & 396000 \text{ C} \end{array}$$

$$V_{C\ell_2}(g) = 50,06 \text{ L} \approx 50 \text{ L}$$

11.

a) De acordo com a figura fornecida, verifica-se que o zinco se torna um eletrodo positivo ou negativo, de acordo com os terminais da bateria.

Na placa de zinco acoplada ao polo negativo da bateria, teremos aumento de massa:

$(-)\ Zn^{2+} (aq) + 2e^- \rightarrow Zn (s)$ (redução)

Na placa de zinco acoplada ao polo positivo da bateria, teremos diminuição de massa:

$(+)\ Zn (s) \rightarrow Zn^{2+} (aq) + 2\,e^-$ (oxidação)

b) A partir da reação de oxidação, vem:

$(+)\ Zn (s) \rightarrow Zn^{2+} (aq) + 2\,e^-$ (oxidação)

$65,4 \text{ g} \text{ ——— } 2 \text{ mol } e^-$

$0,0327 \text{ ——— } n \text{ mol } e^-$

$n = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol } e^-$

Observação: o número de mols envolvidos na reação de redução é igual ao de oxidação.

c)

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 0,050 \cdot 1920 = 96 \text{ coulomb}$$

$$\begin{array}{rcl} 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol } e^- & \text{——} & 96 \text{ coulomb} \\ 1,00 \cdot 10^{-3} \cdot 6,0 \cdot 10^{23}\ e^- & \text{——} & 96 \text{ coulomb} \\ 1\,e^- & \text{——} & Q' \end{array}$$

$$Q' = 16 \cdot 10^{20} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$$

A carga de um elétron corresponde a $1,6 \times 10^{-19}$ coulomb.

12. Sabe-se que:

$1,23 \text{ V} > -0,26 \text{ V}$

Então:

$4\,e^- + O_2(g) + 4\,H^+ \rightarrow 2\,H_2O$ (cátodo)

$2\,Ni(s) \rightarrow 2\,Ni^{2+} + 4\,e^+$ (ânodo)

$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}; 1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$

$$Q = i \cdot t = 4,0 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = (4,0 \cdot 3600) \text{ C}$$

$Ni(s) \rightarrow Ni^{2+} + 2e^+$

$$\begin{array}{rcl} 58,7 \text{ g} & \text{——} & 2 \cdot 96500 \text{ C} \\ m_{Ni} & \text{——} & (4,0 \cdot 600) \text{ C} \end{array}$$

$$m_{Ni} = 4,3796 = 4,38 \text{ g}$$

$4\,e^- + O_2(g) + 4\,H^+ \rightarrow 2\,H_2O$

$$\begin{array}{rcl} 4 \text{ mols } e^- & \text{——} & 1 \text{ mol } O_2 \\ 4 \cdot 96500 \text{ C} & \text{——} & 32 \text{ g} \\ (4,0 \cdot 3600) \text{C} & \text{——} & m_{O_2} \end{array}$$

$$m_{O_2} = 1,19378 = 1,19 \text{ g}$$

13. c

A carga será a mesma nos eletrodos, então:

$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol } e^- & \text{——} & 108 \text{ g} \\ 96500 \text{ C} & \text{——} & 108 \text{ g} \\ Q & \text{——} & 54 \text{ g} \end{array}$$

$Q = 48250 \text{ C}$

$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ mol } e^- & \text{——} & 59 \text{ g} \\ 2 \cdot 96500 \text{ C} & \text{——} & 59 \text{ g} \\ 48250 \text{ C} & \text{——} & m_{Ni} \end{array}$$

$m_{Ni} = 14,75 \text{ g}$

14. A partir dos dados fornecidos pela questão, temos válido que a carga (Q) acumulada pode ser calculada através da seguinte expressão:

$Q = C \cdot U$

Q: carga

C: capacidade de carga

U: tensão (ddp)

Logo, a partir dos dados fornecidos, e considerando 1 g do material, temos válido que:

$Q = C \cdot U = 100 \text{ F} \cdot 2,5 \text{ V} = 250 \text{ C}$

A partir da carga calculada, a massa de Li^+ pode ser calculada através da seguinte reação:

$$Li^+ + 1e^- \rightarrow Li^0$$

Proporção:	1 mol	1 mol	1 mol
Adequação:	1 mol	———	96500 C
Então:	x	———	250 C

$x = 2,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Logo, o material pode absorver uma quantidade de carga correspondente à quantidade de $2,59 \cdot 10^{-3}$ mol de Li^+.

15.

a) Cálculo da carga total da bateria:

$$Q = i \cdot \Delta t$$

$$Q = 1,5 \cdot 3600 = 5400 \text{ C}$$

$1 \text{ elétron} \text{ ——— } 6 \cdot 10^{23} \text{ elétrons}$

$n \text{ ——— } 3,375 \cdot 10^{22} \text{ elétrons}$

$x = 0,05625 \text{ mol de elétrons}$

b) De acordo com o gráfico, somando-se todos os consumos dos dispositivos do celular, teremos 600 mW/h (vamos considerar que a potência da bateria seja constante). Sabe-se que a carga acumulada durante um ciclo de carga na bateria é de 5400 C. A tensão ou potencial da bateria é de 3,7 V.

Portanto,

$$P = U \cdot i \Rightarrow P = U \cdot \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = U \cdot \frac{Q}{P}$$

Supondo que a potência seja constante e igual a 600 mW, teremos:

$$\Delta t = 3{,}7 \cdot \frac{5\,400}{0{,}6} = 33\,300 \text{ s}$$

1 h ——— 3 600 s

x ——— 33 300 s

x = 9,25 h ou 9 horas e 15 minutos

O gráfico apresenta o eixo y na unidade mW/h, referindo-se à energia consumida pela bateria. Entretanto, a unidade expressa corretamente é mWh.

p. 390 Complemento

1. c

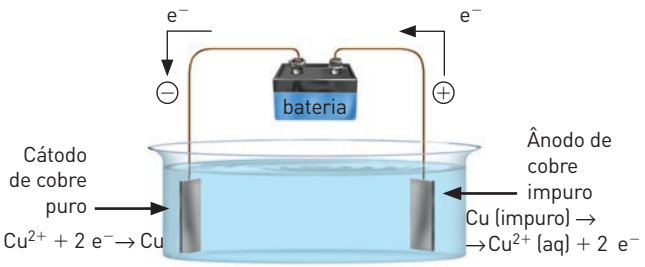
2.

cátodo: polo (–) $\{Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

ânodo: polo (+) $\{Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$

3. c

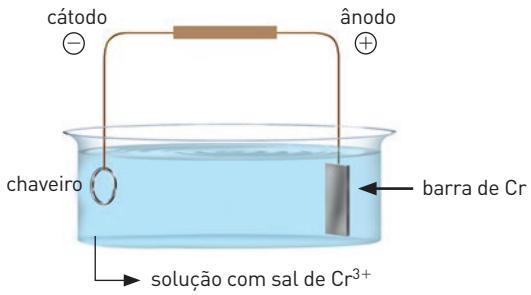
4.



Desejamos purificar o cobre, portanto a barra de cobre impuro no ânodo oxida ($Cu \rightarrow Cu^{2+} + e^-$), deixando a impureza solúvel ou na "lama anódica". No cátodo, obtemos o cobre puro através da reação Cu^{2+} (aq) + 2 $e^- \rightarrow$ Cu (s), purificando, dessa forma, o cobre.

5. a

6. d



Cátodo $\{Cr^{3+} + 3\,e^- \rightarrow Cr$

7. e

I. Incorreta. A eletrodeposição é um processo eletrolítico e toda eletrólise é reação não espontânea.

II. Incorreta. No par Zn-Fe atua como eletrodo de sacrifício porque protege o Fe contra a oxidação, ou seja, o Zn se oxida, portanto libera elétrons e atua como polo negativo ou ânodo da pilha formada.

III. Correta. Quanto maior a carga, maior é o número de elétrons e maior será o número de átomos de Zn^0 depositados.

$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Zn^0$

8. d

A peça de ferro a ser galvanizada deve estar mergulhada numa solução de sal de zinco (Zn^{2+}) e ligada ao polo negativo do gerador ou ânodo do gerador. A peça de ferro funciona como cátodo de eletrólise porque atrai os cátions do eletrólito (Zn^{2+}), onde ocorre a descarga dos cátions (Zn^{2+}).

I. Correta. Reação no cátodo (-): $Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Zn^0$

O Zn^0 deposita-se na peça de ferro formando o revestimento.

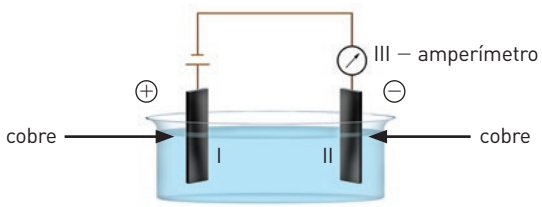
II. Correta. O "banho" é a solução contendo Zn^{2+}.

III. Incorreta. A peça de ferro é o cátodo da eletrólise.

polo (–) é $\begin{cases} \rightarrow \text{ânodo no gerador (pilha)} \\ \rightarrow \text{cátodo na eletrólise (cuba eletrolítica)} \end{cases}$

polo (+) é $\begin{cases} \rightarrow \text{cátodo no gerador (pilha)} \\ \rightarrow \text{ânodo na eletrólise (cuba eletrolítica)} \end{cases}$

9. e



cátodo polo: (–) $\{Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

ânodo polo: (+) $\{Cu \rightarrow Cu^+ + e^-$

10. d

A niquelação do latão consiste em recobrir o latão com o metal níquel. Para isso, é necessária a presença do cátion Ni^{2+} em solução. Portanto, a alteração II (substituir a solução aquosa de $NaC\ell$ por solução aquosa de $NiSO_4$) está correta.
O metal a ser recoberto (neste caso, latão) deve estar na posição de cátodo, polo negativo de eletrólise, para que ocorra a deposição do cátion Ni^{2+}. Assim, a alteração I está correta, pois torna o latão polo negativo e também facilita a oxidação da placa de níquel no polo positivo.

Polo positivo $\Rightarrow$ Ni (s) $\rightarrow Ni^{2+}$ (aq) + 2 e^-

Polo negativo $\Rightarrow Ni^{2+}$ (aq) + 2 $e^- \rightarrow$ Ni (s)

11.

a) Eletrodo *A*, no qual ocorre a redução (cátodo):

Cu^{2+} (aq) + 2 $e^- \rightarrow$ Cu (s)

b) Não ocorre variação na concentração de Cu^{2+} (aq), portanto a cor não se altera.

12.

a) $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\,Cu + SO_2$

b)

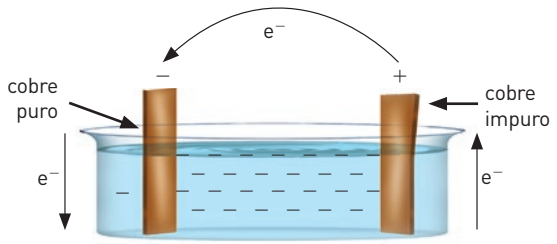
Cátodo (polo negativo): $\cancel{Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-} \rightarrow Cu^0\ (puro)$

Ânodo (polo positivo): $Cu^0\ (impuro) \rightarrow \cancel{Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-}$

$$Cu^0\ (impuro) \rightarrow Cu^0\ (puro)$$

No processo de refinação eletrolítica, o cobre, inicialmente impuro, passa para a solução e o Cu^{2+} da solução se deposita no polo negativo na forma de Cu puro. Há uma transferência líquida de massa do polo positivo para o negativo.

c)



Os íons Cu^{2+} movem-se para o polo ⊖, e os íons SO^{2-}_4 movem-se para o polo ⊕.

13. b

polo (+), ânodo, oxidação: $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2\ e^-$

polo (−), cátodo, redução: $Ni^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ni$

Na superfície da chave, ocorre a deposição de níquel.

14.

a) Sim.

$Ni^0\ (s) \rightarrow Ni^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$

$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu^0\ (s)$

$Ni^0\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Ni^{2+}\ (aq) + Cu^0\ (s)$

$E^0_{Ni} = +0{,}23\ V$

$E^0_{Cu} = +0{,}34\ V$

$\Delta E^0 = 0{,}57\ V$

Como $\Delta E > 0$, o processo é espontâneo.

b) Não.

$2\ Ag\ (s) \rightarrow 2\ Ag^+ + 2\ e^-$

$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu^0\ (s)$

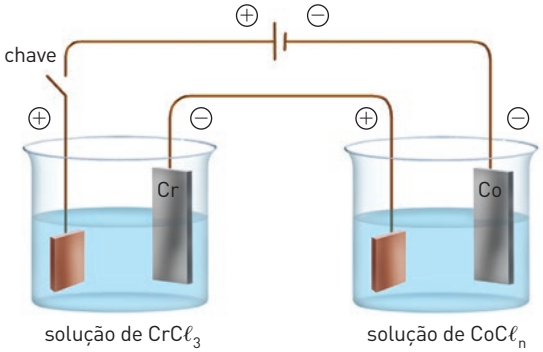
$2\ Ag\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Ag^+ + Cu^0\ (s)$

$E^0 = -0{,}80\ V$

$E^0 = +0{,}34\ V$

$\Delta E^0 = 0{,}46\ V$

c) Na montagem II:



polo (−) (cátodo) $\{Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

polo (+) (ânodo) $\{Cu \rightarrow Cu^{2+}\ 2 + e^{-\omega}$

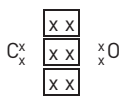
15.

a) Incorreto. Não ocorre a oxidação do Fe.

b) Incorreto.

c) Correto. O aço é a mistura formada basicamente por Fe e C.

d) Correto.



16.

a) Incorreto.

$SnO_2 + 2\ C \rightarrow Sn + 2CO$

(+4) Redução (0)

$Sn^{4+} + 4\ e^- \rightarrow Sn$

b) Correto.

polo (+), ânodo, oxidação: $Sn \rightarrow Sn^{4+} + 4\ e^-$

polo (−), cátodo, redução: $Sn^{4+} + 4\ e^- \rightarrow Sn$

c) Correto.

d) Incorreto.

17.

01. Falsa. Todo processo de oxidação envolve perda e ganho de elétrons e, consequentemente, energia elétrica.
02. Falso. Como irá ocorrer deposição, o cátion migra para o cátodo, onde ocorre redução.
04. Falso. A concentração é praticamente constante.
08. Verdadeiro. Na equação, o H_2CrO_4 está na presença de H^+.
16. Verdadeiro. Qualquer voltagem superior a 0,866 V é suficiente.

32. Falso.

Cr^{3+} 3 e^- ——— Cr

3 mol ——— 1 mol

3 · (96500 C) ——— 52 g

x ——— 1 g

x = 5567 C

Q = i · t

$\frac{6567\ C}{10\ A}$ = t = 556,7 segundos

1 min ——— 60 segundos

x ——— 556,7 segundos

x = 9 segundos

CAPÍTULO 22

p. 401 Exercícios fundamentais

1. Au, Ag, Pt, Cu, Hg.

2.

I. $HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2$;

II. $Ag_2S + O_2 \rightarrow 2\ Ag + SO_2$;

III. $PbS + O_2 \rightarrow Pb + SO_2$;

IV. $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\ Cu + SO_2$.

3. X = Fe; Y = CO_2.

4. Hematita: Fe_2O_3

5. I – D; II – C; III – A; IV – B.

6. $C\ell_2 + H_2O \rightarrow \underbrace{HC\ell O}_{\text{ácido hipocloroso}} + \underbrace{HC\ell}_{\text{ácido clorídrico}}$

p. 402 Testando seu conhecimento

1. b

- bauxita → alumínio ($A\ell$)
- aço → ferro (Fe)
- crosta terrestre → silício (Si)
- reage com H_2O

  $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$

  combina com cloro

  $2\ Na + 2\ C\ell_2 \rightarrow 2\ NaC\ell_2$

  } (Na)

- mármore (cal → Ca^{2+}, Ca)

2. c

3. c

O texto refere-se a uma eletrólise (decompor a água se fosse salgada ou acidulada, usando a pilha de Daniell como fonte de força). Esse método é utilizado industrialmente na obtenção de alumínio a partir da bauxita.

$2\ A\ell_2O_3(s) \xrightarrow{\Delta} 4\ A\ell^{3+} + 6\ O^{2-}(\ell)$

$6\ O^{2-}(\ell) \rightarrow 3\ O_2(g) + 12\ e^-$ (ânodo; oxidação) (–)

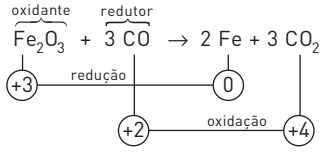
$4\ A\ell^{3+}(\ell) + 12\ e^- \rightarrow 4\ A\ell(\ell)$ (cátodo; redução) (+)

$2\ A\ell_2O_3 \xrightarrow{\text{global}} 3\ O_2(g) + 4\ A\ell(\ell)$

4. d

Hematita: Fe_2O_3

5. c



6. e

7. d

$A\ell_2O_3 \xrightarrow{\Delta} 2\ A\ell + 3\ O^{2-}$

cátodo

redução } $2\ A\ell^{3+} + 6\ e^- \rightarrow 2\ A\ell$

polo (–)

ânodo

oxidação } $3\ O^{2-} \rightarrow \frac{3}{2}O_2 + 6\ e^-$

polo (+)

8.

a) $4\ A\ell + 3\ O_2 \rightarrow 2\ A\ell_2O_3$

0 ——— +4

b) $4\ A\ell + 3\ O_2 \rightarrow 2\ A\ell_2O_3$

4 mol ——— 96 g

0,3 mol ——— x

$\boxed{x = 7,2\ g}$

c) $4\ A\ell + \underbrace{3\ O_2}_{3\ mol} \rightarrow \underbrace{2\ A\ell_2O_3}_{2\ mol}$

96 g ——— 204 g

12,50 g ——— x

$\boxed{x = 26,56\ g}$

9.

a) Falso. O minério é uma mistura, cuja composição varia de região para região e até no mesmo local.

b) Verdadeiro.

c) Falso. CO é agente redutor.

d) Verdadeiro. Fe + C + outros metais.

10. d

I. O sódio é um metal mole que pode ser cortado facilmente, de aspecto cinza-claro, com densidade igual a 0,9674 g/cm^3.

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + \frac{1}{2}H_2$$

II. O carbono é o elemento que forma longas cadeias estáveis, presentes em vários compostos necessários para a manutenção da vida na Terra.

11. a

$KC\ell\ (aq)$ { cátions: K^+ e H^+ ; ânions: $C\ell^-$ e OH^+

prioridade da descarga: K^+ e $C\ell^-$

cátodo, polo (-), redução: $2\ A\ell^{3+} + 6\ e^- \rightarrow 2\ A\ell$

ânodo, polo (+), oxidação: $2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

Solução final: KOH (aq)

12.

a) $X = MgCO_3$; $Y = MgO$; $Z = C\ell_2$

$$Mg(OH)_2 + CO_2 \rightarrow \underbrace{MgCO_3}_{X} + H_2O$$

carboneto de magnésio

$$Mg(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} \underbrace{MgO}_{Y} + H_2O$$

óxido de magnésio

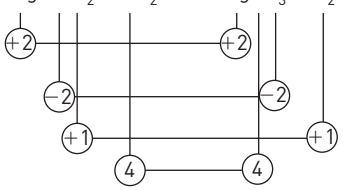
$$MgC\ell_2 \xrightarrow[\text{ígnea}]{\text{eletrólise}} Mg^{2+} + 2\ C\ell^-$$

cátodo, polo (-), redução: $Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$

ânodo, polo (+), oxidação: $2\ C\ell^- \rightarrow \underbrace{C\ell_2}_{Z} + 2\ e^-$

gás cloro

b) $Mg(OH)_2 + CO_2 \rightarrow MgCO_3 + H_2O$



Não é uma oxirredução, pois não houve variação do Nox em nenhum elemento.

13. e

O gás verde, oxidante e mais denso que o ar é o gás cloro: $C\ell_2$.

14. e

$C\ell_2$: gás; Hg: líquido; I_2: sólido; Mg: sólido; Ar: gás; S: sólido.

15. b

$Li + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$

$C\ell_2 + H_2O \rightarrow HC\ell + HC\ell$

16.

a) Verdadeiro. O cobre metálico, Cu, é uma substância simples.

b) Falso. Em qualquer liga metálica, as ligações entre os átomos é do tipo metálica.

c) Falso. O azinhavre é uma substância formada por carbono de cobre. II: $CuCO_3$ (s).

d) Verdadeiro.

$CuCO_3$: Cu^{2+} e CO_3^{2-}

$Cu(OH)_2$: Cu^{2+} e $(OH)^-$

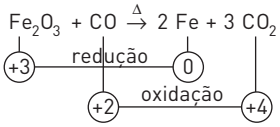
e) Falso. A água presente no ar não é um catalisador, juntamente com o CO_2 ela reage com o cobre.

p. 404 Aprofundando seu conhecimento

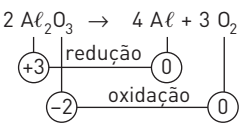
1. b

2. e

Tanto a obtenção do Fe:



como do $A\ell$:



envolvem reações de oxirredução que requerem utilização de energia: no caso do Fe, energia térmica, e no caso do $A\ell$, energia elétrica, para ocorrer a eletrólise da bauxita.

3. c

4.

$\underset{\text{hematita}}{Fe_2O_3} + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$ ou $\underset{\text{pirita}}{FeS_2} + 2\ O_2 \rightarrow Fe + 2\ SO_2$

5.

a) Correta.

b) Falsa. O eletrodo de carvão é ânodo (polo (+)).

c) Correta. O eletrodo de aço é o cátodo (polo (-)), onde ocorre a redução $A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$

d) Correta.

e) Correta.

$4\ A\ell^{3+} + \cancel{12\ e^-} \rightarrow 4\ A\ell$

$6\ O^{2-} + 3\ C \rightarrow 3\ CO_2 + \cancel{12\ e^-}$

$\underline{4}\ A\ell^{3+} + \underline{6}\ O^{2-} + \underline{3}\ C \rightarrow \underline{4}\ A\ell + \underline{3}\ CO_2$

f) Falsa.

$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$

$3\ mol \rightarrow 1\ mol$

$\begin{cases} 3\ mol \text{ ——— } 27\ g \\ x \text{ ——— } 13{,}5\ g \end{cases}$

$x = \dfrac{3 \cdot 13{,}5}{27} = 1{,}5\ mol\ e^-$

6.

a) $A\ell_3O_3 + 2\ NaOH + 3\ H_2O \rightarrow 2\ NaA\ell(OH)_4$

b) No tratamento com $HC\ell$ (aq) concentrado, seriam solubilizados Fe_2O_3, que é óxido básico, e $A\ell_2O_3$, que é óxido anfótero:

$Fe_2O_3 + 6\ HC\ell \rightarrow 2\ FeC\ell_3 + 3\ H_2O$

$A\ell_2O_3 + 6\ HC\ell \rightarrow 2\ A\ell C\ell_3 + 3\ H_2O$

c) Utilizando-se várias cubas eletrolíticas ligadas em série, a corrente que atravessa cada cuba será a mesma. Para uma massa total de alumínio produzida (em todas as cubas juntas) igual a m ($A\ell$), temos:

n cubas ——— corrente ——— m ($A\ell$)

1 cuba ——— $n \cdot I$ ——— m ($A\ell$)

Em uma única cuba devemos utilizar uma corrente de $n \cdot I$ para produzir a mesma quantidade de alumínio.

7.

a) Produção de 27 g de $A\ell$: 297 kJ. Reciclagem de 27 g de $A\ell$: 26,1 kJ.

Diferença: 297 − 26,1 = 270,9 kJ: economia a cada 27 g de $A\ell$ reciclado:

27 g de $A\ell$ ——— 270,9 kJ

$135 \cdot 10^3$ g de $A\ell$ ——— x = 1354 500 kJ

b) Não, como o H^+ tem maior potencial de redução, ele se reduz mais facilmente.

c)

Nox = +3

$A\ell_2O_3$

$\underbrace{\begin{matrix} +3 & -2 \\ +6 & -6 \end{matrix}}_{0}$

8.

0-0) Falso. Pela ilustração, pode-se notar que o $A\ell$ possui densidade maior, pois se localiza no fundo do recipiente.

1-1) Falso. O alumínio se reduz:

$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$

+3 —— redução —— 0

2-2) Verdadeiro. O eletrodo de grafite é o polo positivo, ou seja, o ânodo. A reação que ocorre é:

$2\ O^{2-} + C \rightarrow CO_2 + 4\ e^-$

0 —— +4

oxidação

3-3) Falso. A criolita, $Na_3A\ell F_6$, é um composto iônico, no qual encontramos o cátion sódio: Na^+.

4-4) Falso:

$2\ A\ell_2O_3 \rightarrow 4\ A\ell + 3\ O_2$

2 mol ——— 4 mol

204 g ——— 108 g

7500 kg ——— x

$x = \dfrac{108\ \cancel{g} \cdot 7500\ kg}{204\ \cancel{g}} = 3970\ kg$

9. e

I. Falsa. O $A\ell_2O_3$ está dissociado na forma de $A\ell^{3+}$ e O^{2-}.

II. Verdadeira. O $A\ell_2O_3$ (soluto), conforme o texto, está dissolvido.

III. Verdadeira:

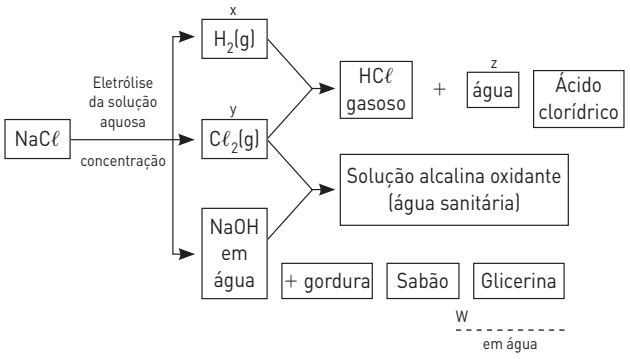
cátodo, polo (−), redução $\Big\}$ $A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$

IV. Verdadeira:

ânodo, polo (+), oxidação $\Big\}$ $3\ O^{2+} \rightarrow \dfrac{3}{2} O_2 + 6\ e^-$

−2 —— 0

10. c



Principais reações envolvidas:

I. Eletrólise da solução aquosa de $NaC\ell$:

$2\ NaC\ell\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 2\ Na + (aq) + H_2\ (g) + C\ell_2\ (g)$

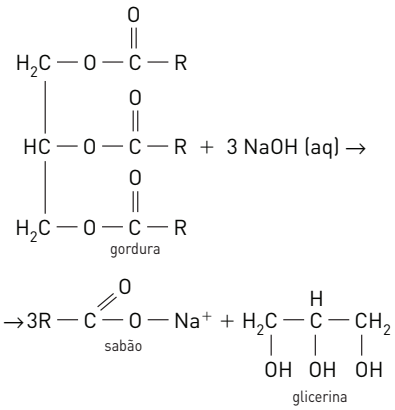
ou, na forma iônica:

$2\ C\ell\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 2\ OH^-\ (aq) + H_2\ (g) + C\ell_2\ (g)$

II. Formação da "água sanitária":

$C\ell_2\ (g) + 2\ OH^- \rightarrow C\ell_2\ (aq) + H_2O\ (\ell)$

III. Saponificação da gordura:



11.

a)

$Mg^{2+}\ (aq) + 2\ OH^- \rightarrow Mg(OH)_2 (s)$

$Mg(OH)_2\ (s) + 2\ HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + 2\ H_2O\ (\ell)$

$MgC\ell_2 (s) \rightarrow MgC\ell_2 (\ell)$

b)

cátodo (−) redução: $Mg^{2+}(\ell) + 2\ e^- \rightarrow Mg\ (s)$ (magnésio metálico)

ânodo (+) oxidação: $2\ C\ell^-(\ell) \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$ (gás cloro)

12.

I. $MgC\ell_2\ (aq) + Ca(OH)_2\ (aq) \rightarrow Mg(OH)_2\ (s) + CaC\ell_2\ (aq)$

Equação que melhor representa essa reação:

$Mg^{2+}\ (aq) + 2\ (OH^-)\ (aq) \rightarrow Mg(OH)_2\ (s)$

II. $Mg(OH)_2 + 2\ HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + 2\ H_2O$

Equação que melhor representa essa reação:

$Mg(OH)_2\ (s) + 2\ H^+\ (aq) \rightarrow Mg^{2+}\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$

ou

$Mg^{2+}(OH^-)_2\ (s) + 2\ H^+\ (aq) \rightarrow Mg^{2+}\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$

III. $MgC\ell_2 \xrightarrow[\text{ígnea}]{\text{eletrólise}} Mg + C\ell_2$

Resposta: (I) b, (II) d, (III) e.

13.

a) Sim, porque o líquido vendido é solução aquosa de hipoclorito ($C\ell O^-$) e não $C\ell_2$ líquido.

b) Reação no cátodo (−): $2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ (OH^-)$

Reação no ânodo (+): $2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

14.

a)

I. Ferro em raspas reage com os conteúdos de A e B. Portanto, A e B contêm O_2 e $C\ell_2$, não necessariamente nessa ordem, pois esses dois gases reagem com ferro. Daí se conclui que o conteúdo de C é o nitrogênio.

II. Os conteúdos de A e C são inodoros, e B provocou irritação na mucosa nasal. Logo, o conteúdo de B é o cloro, gás de cheiro forte e irritante. Relendo I, conclui-se que A contém O_2.

b) $Fe + C\ell_2 \rightarrow FeC\ell_2$ ou $2\ Fe + 3\ C\ell_2 \rightarrow 2\ FeC\ell_3$

15. e

À temperatura ambiente (18 °C):

$C\ell_2$ (g) { gás verde

$Br_2\ (\ell)$ – líquido marrom

I_2 (s) – sólido com brilho metálico

$C\ell$, Br, I são halogênios ($ns^2\ np^5$)

16.

I_2 (s): sólido com brilho metálico que sofre sublimação, seus vapores são tóxicos de cor violeta, sendo solúvel em álcool e pouco solúvel em água.

Corretos: 01, 02, 04, 08 e 16.

UNIDADE 6

CAPÍTULO 23

p. 416 Exercícios fundamentais

1. De acordo com a reação:

$2\ O_3 \rightarrow 3\ O_2$

O ozônio é o reagente, e, como sua quantidade irá diminuir com o tempo, sua curva será decrescente; o gás oxigênio é o produto, sua quantidade irá aumentar com o tempo e sua curva será crescente.

2. A reação só termina quando a quantidade dos reagentes é zero. De acordo com o gráfico, a curva não alcança a quantidade zero.

3. De acordo com o gráfico:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_3	x = 10	y = 6	z = 4

4.

$$\text{I. } V_{m O_3} = \frac{-\Delta \text{quantidade } O_3}{\Delta t} = \frac{-(6-10)\text{ mol}}{(1-0)\text{ hora}} = 4\text{ mol/h}$$

$$\text{II. } V_{m O_3} = \frac{-\Delta \text{quantidade } O_3}{\Delta t} = \frac{-(4-6)\text{ mol}}{(2-1)\text{ hora}} = 2\text{ mol/h}$$

$$\text{III. } V_{m O_3} = \frac{-\Delta \text{quantidade } O_3}{\Delta t} = \frac{-(4-10)\text{ mol}}{(2-0)\text{ hora}} = 3\text{ mol/h}$$

5. De acordo com o gráfico:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_2	a = 0	b = 6	c = 9

6.

$$\text{I. } V_{m O_2} = \frac{-\Delta \text{quantidade } O_2}{\Delta t} = \frac{(6-10)\text{ mol}}{(1-0)\text{ hora}} = 6\text{ mol/h}$$

$$\text{II. } V_{m O_2} = \frac{-\Delta \text{quantidade } O_2}{\Delta t} = \frac{(9-6)\text{ mol}}{(2-1)\text{ hora}} = 3\text{ mol/h}$$

$$\text{III. } V_{m O_2} = \frac{-\Delta \text{quantidade } O_2}{\Delta t} = \frac{(9-0)\text{ mol}}{(2-0)\text{ hora}} = 4{,}5\text{ mol/h}$$

7.

$$V_{m\ \text{reação}} = \frac{V_m O_3}{2} = \frac{3\text{ mol/h}}{2} = 1{,}5\text{ mol/h}$$

$$V_{m\ \text{reação}} = \frac{V_m O_2}{3} = \frac{4{,}5\text{ mol/h}}{3} = 1{,}5\text{ mol/h}$$

$2\ NH_3 \rightarrow N_2 + 3\ H_2$

2 mol — 1 mol — 3 mol

Dos 10 mol de NH_3 iniciais, restam 6 mol após 20 minutos, indicando que a quantidade consumida (c) foi de 4 mol.

2 mol de NH_3 — 1 mol de NH_2 — 3 mol de NH_2

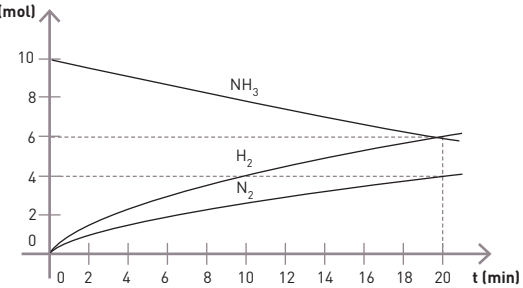
4 mol — d — e

$$d = \frac{4\text{ mol} \cdot 1\text{ mol}}{2\text{ mol}} = 2\text{ mol de } N_2$$

$$e = \frac{4\text{ mol} \cdot 3\text{ mol}}{2\text{ mol}} = 6\text{ mol de } H_2$$

8. Normalmente, não se adicionam produtos em uma reação; assim, *a* e *b* (as quantidades iniciais dos produtos) valem zero. As quantidades *f* e *g* correspondem às quantidades de N_2 e H_2 formadas a partir dos 4 mol de NH_3 decompostos. Então *a* e *b* valem 2 mol: a = 0, b = 0, c = 4, d = 2, e = 6, f = 4, g = 6.

9.



10.

$$V_m NH_3 = \frac{-\Delta \text{quantidade } NH_3}{\Delta t} = \frac{-(6-10)\text{ mol}}{(20-0)\text{ min}} = 0{,}2\text{ mol/min}$$

$$V_m N_2 = \frac{-\Delta \text{quantidade } N_2}{\Delta t} = \frac{(2-0)\text{ mol}}{(20-0)\text{ min}} = 0{,}1\text{ mol/min}$$

$$V_m H_2 = \frac{\Delta \text{quantidade } H_2}{\Delta t} = \frac{(6-0)\text{ mol}}{(20-0)\text{ min}} = 0{,}3\text{ mol/min}$$

11.

$$V_{m\ \text{reação}} = \frac{V_m NH_3}{2} = \frac{V_m N_2}{1} = \frac{V_m H_2}{3}$$

$$V_{m\ \text{reação}} = \frac{0{,}2\text{ mol/min}}{2} = \frac{0{,}1\text{ mol/min}}{1} = \frac{0{,}3\text{ mol/min}}{3}$$

$$V_{m\ \text{reação}} = 0{,}1\text{ mol/min}$$

p. 417 Testando seu conhecimento

1. e

A curva de Z é decrescente, indicando que se trata de um reagente. As curvas de X e Y são crescentes, indicando que são produtos da reação.

2. d

A curva C é decrescente e corresponde à amônia, que é um reagente, e sua concentração diminui com o tempo.

As curvas A e B são crescentes e correspondem aos produtos, cujas concentrações aumentam com o tempo. A curva B corresponde ao H_2, pois sua concentração é três vezes maior que a do N_2, conforme a proporção estequiométrica.

3. a

Com o progresso da reação, há uma diminuição da concentração dos reagentes e consequente diminuição na velocidade da reação.

4. b

A partir do enunciado apresentado, temos que o sistema é aberto ao ar, assim a concentração de gás oxigênio (O_2) pode ser considerada aproximadamente constante com o tempo. O SO_3 é produzido, logo sua concentração aumenta com o tempo, ao passo que o SO_2 é consumido, assim sua concentração diminui com o tempo.

5. b

A proporção entre o ozônio consumido e o oxigênio formado é 2 : 3.

Sendo assim:

Se $\frac{O_3}{O_2} = \frac{2}{3}$, então $\frac{V_{O_3}}{V_{O_2}} = \frac{2}{3}$. Portanto, $V_{O_3} = 8\ mol/L \cdot s$.

6. a

Teremos, a partir da equação química balanceada, fornecida no enunciado:

$5\,Br^-\,(aq) + 1\,BrO_3^-\,(aq) + 6\,H^+\,(aq) \rightarrow 3\,Br_2\,(aq) + 3\,H_2O\,(\ell)$

$\frac{V_{Br^-}}{5} \qquad \frac{V_{BrO_3^-}}{1} \qquad \frac{V_{H^+}}{6} \qquad \frac{V_{Br_2}}{3} \qquad \frac{V_{H_2O}}{3}$

$\frac{V_{BrO_3^-}}{1} = \frac{V_{Br_2}}{3}$

$\frac{5{,}63 \cdot 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{1} = \frac{V_{Br_2}}{3}$

$V_{Br_2} = 16{,}89 \cdot 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1} = 1{,}689 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

$V_{Br_2} = 1{,}69 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

7. b

Tempo (s)	Concentração (mol · L^{-1})
0	1,00
120	0,40

$v_{H_2} = \frac{\Delta \text{concentração}}{\Delta t}$

$v_{H_2} = \frac{(0{,}40 - 1{,}00)\ mol \cdot L^{-1}}{(120 - 0)\ s} = \frac{(0{,}40 - 1{,}00)\ mol \cdot L^{-1}}{2\ min} =$

$= -0{,}3\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$

$\frac{v_{N_2}}{1} = \frac{v_{H_2}}{3} = \frac{v_{NH_3}}{2}$

$\frac{0{,}3}{3} = \frac{v_{NH_3}}{2}$

$v_{NH_3} = 0{,}20\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

8. c

$V_{m\ reação} = \frac{V_m NO_2}{4} = \frac{V_m O_2}{1} = \frac{V_m N_2O}{2}$

Assim: $\frac{V_m NO_2}{4} = \frac{V_m O_2}{1}$

$V_m NO_2 = (2{,}4 \cdot 10^{-2}) \cdot 4 = 9{,}6 \cdot 10^{-2}\ mol/L^{-1} \cdot s^{-1}$

9. b

$C_4H_{10} + \frac{13}{2}\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$

Em 20 minutos:

1 mol de C_4H_{10} —— 4 mol de CO_2

4 mol de C_4H_{10} —— x

$x = 16$ mol de CO_2

Assim:

16 mol de CO_2 —— 20 minutos

y —— 60 minutos (1 hora)

$y = \frac{16\ mol \cdot 60\ min}{20\ min} = 48$ mol de CO_2

Logo, a velocidade do CO_2 produzido é de 48 mol/hora.

10. c

$V_{m\ reação} = \frac{V_m O_3}{2} = \frac{V_m O_2}{3}$

$V_m O_3 = \frac{V_m O_2 \cdot 2}{3} = \frac{(9 \cdot 10^{-4}\ mol/L \cdot s) \cdot 2}{3} = 6 \cdot 10^{-4}\ mol/L \cdot s$

11. 04 + 16 + 64 = 84

(01) Incorreta.

A velocidade é maior nos instantes iniciais da reação.

VI > VII > VIII

(02) Incorreta.

A velocidade da reação tem seu valor máximo no início da reação.

(04) Correta.

Quanto maior a concentração de H_2O_2 (mais próximo ao início da reação), maior a velocidade.

(08) Incorreta.

$V_m H_2O_2 = \frac{-\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} = \frac{-(0{,}2 - 0{,}8)\ mol/L}{(30 - 0)\ min} = 0{,}02\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

(16) Correta.

Após ser consumido 0,5 mol/L de H_2O_2, restará 0,3 mol/L, que corresponde ao tempo de 20 minutos.

(32) Incorreta.

$V_m O_2 = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{-(0{,}2 - 0{,}8)\ mol/L}{(30 - 0)\ min} = 0{,}01\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

(64) Correta.

$V_{m\ reação} = \frac{V_m H_2O_2}{2} = \frac{V_m O_2}{1}$

$V_m H_2O_2 = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} = \frac{-(0{,}5 - 0{,}8)\ mol/L}{(10 - 0)min} = 0{,}03\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

$V_{m\ reação} = \frac{V_m H_2O_2}{2} = \frac{0{,}03\ mol/L \cdot min}{2} = 1{,}5 \cdot 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

12. c

As curvas B e C são decrescentes, indicando que as substâncias são reagentes.

No tempo 40 h:

$$C\begin{cases}[C]\ \text{inicial} = 30\ \text{mol/L}\\ [C]\ \text{final} \cong 10\ \text{mol/L}\end{cases}$$

$\text{reagem} \cong 20\ \text{mol/L}$

$$B\begin{cases}[B]\ \text{inicial} = 10\ \text{mol/L}\\ [B]\ \text{final} \cong 0,5\ \text{mol/L}\end{cases}$$

$\text{reagem} \cong 10\ \text{mol/L}$

A proporção entre o consumo dos reagentes é 1 B : 2 C.

As curvas D e E são crescentes, indicando que as substâncias são produtos.

No tempo 40 h:

$$D\begin{cases}[D]\ \text{inicial} = 10\ \text{mol/L}\\ [D]\ \text{final} \cong 10\ \text{mol/L}\end{cases}$$

$\text{formam} \cong 10\ \text{mol/L}$

$$E\begin{cases}[E]\ \text{inicial} = 0\ \text{mol/L}\\ [E]\ \text{final} \cong 30\ \text{mol/L}\end{cases}$$

$\text{formam} \cong 30\ \text{mol/L}$

A proporção entre a formação de D e E é de 1 D : 3 E.

Assim, a equação da reação é:

$1\ B + 2\ C \rightarrow 1\ D + 3\ E$

p. 420 Aprofundando seu conhecimento

1. e

Teremos:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \longrightarrow 2\ H_2O\ (aq) + O_2\ (g)$$

$2\ H_2O_2$ (gasta) : $2\ H_2O$ (forma) : $1\ O_2$ (forma)

2. b

I. Falsa. A velocidade varia nos intervalos de tempo A, B e C: $V = \frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t}$.

Para o intervalo A: $V = \frac{2}{5} = 0,4\ \text{mol/L} \cdot \text{min}$

Para o intervalo B: $V = \frac{1}{5} = 0,2\ \text{mol/L} \cdot \text{min}$

Para o intervalo C: $V = \frac{0,5}{5} = 0,1\ \text{mol/L} \cdot \text{min}$

II. Verdadeira. A concentração diminui devido ao consumo de moléculas de H_2O_2.

III. Falsa.

3. b

$$V_mA = \frac{-\Delta\text{quant. A}}{\Delta t} = \frac{-(0,30 - 0,54)\ \text{mol}}{(40 - 20)\ \text{s}}$$

4. Correta: 2; incorretas: 1 ,3 e 4.

1) Incorreta. A velocidade da reação é maior no início, e diminui conforme a reação se desenvolve.

2) Correta.

$$V_{m\ \text{corante}} = \frac{-\Delta[\text{corante}]}{\Delta t} = \frac{-(1,25 - 3,50)\ \text{mol/L}}{(3 - 0)\text{min}} =$$

$$= 0,75\ \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

3) Incorreta. A concentração do corante cai pela metade (1,75 mol/L) em aproximadamente 2 minutos.

4) Incorreta. Como a quantidade do alvejante é 1000 vezes maior que a do corante, este será todo consumido.

5. d

$$V_mI = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{0,20\ \text{g}}{1\ \text{min}} = 0,20\ \text{g/min}$$

$$V_mII = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{2,00\ \text{g}}{5\ \text{min}} = 0,40\ \text{g/min}$$

$$V_mIII = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{4,00\ \text{g}}{10\ \text{min}} = 0,40\ \text{g/min}$$

$$V_mIV = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{4,00\ \text{g}}{20\ \text{min}} = 0,20\ \text{g/min}$$

A quantidade de H_2 desprendida é maior quanto maior é a massa de magnésio consumida.

6.

a) $V_mH_2 = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{-(3 - 10)\ \text{mol/L}}{(14 - 0)\ \text{min}} = 0,5\ \text{mol/L} \cdot \text{min}$

b) Em 10 minutos são consumidos 5 mol de H_2.

De acordo com a reação:

$$H_2 + I_2 \longrightarrow 2\ HI$$

$1\ \text{mol} \longrightarrow 2\ \text{mol}$

$5\ \text{mol} \longrightarrow x$

$x \longrightarrow 10\ \text{mol de HI}$

Assim, [HI] = 10 mol/L

7.

a)

$$2\ \text{mol de } C_4H_{10} \xrightarrow{\text{liberam}} 2900\ \text{kJ}$$

$$2 \cdot (58\ \text{g}) \text{ de } C_4H_{10} \longrightarrow 2900\ \text{kJ}$$

$$580\ \text{g} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{580\ \text{g} \cdot 2900\ \text{kJ}}{2 \cdot 58} = 14500\ \text{kJ liberados}$$

b)

$$1\ \text{mol de butano} \longrightarrow 58\ \text{g} \xrightarrow{25\ ^\circ\text{C/bar}} 25,0\ \text{L}$$

$$580\ \text{g} \longrightarrow y$$

$$y = \frac{580\ \text{g} \cdot 25\ \text{L}}{58\ \text{g}} = 250\ \text{L de butano}$$

c) De acordo com a reação:

$$2\ \text{mol de } C_4H_{10} \longrightarrow 2\ \text{mol de } CO_2$$

$$2 \cdot (58\ \text{g}) \text{ de } C_4H_{10} \longrightarrow 8\ \text{mol de } CO_2$$

$$580\ \text{g} \longrightarrow n$$

$$n = \frac{580\ \text{g} \cdot 8\ \text{mol}}{2 \cdot 58\ \text{g}} = 40\ \text{mol de } CO_2$$

$$V_{CO_2} = \frac{\Delta\text{quant. } CO_2}{\Delta t} = \frac{40\ \text{mol}}{100\ \text{min}} = 0,4\ \text{mol/min}$$

8. $2\,NaN_3\,(s) \longrightarrow 3\,N_2\,(g) + 2\,Na\,(s)$

$2\ mol \text{ —— } 3\ mol$

$2 \cdot (65\ g) \text{ —— } 3 \cdot (24\ L)$

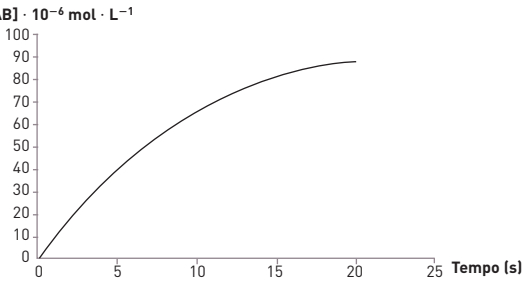
$130\ g \text{ —— } x$

$$x = \frac{130\ g \cdot 3 \cdot 24\ L}{2 \cdot 65\ g} = 72\ L \text{ de } N_2$$

$$V_{N_2} = \frac{\Delta \text{quant. } N_2}{\Delta t} = \frac{72\ L}{30 \cdot 10^{-3}\ s} = 2400\ L/s$$

9.

a)



b) De acordo com o enunciado, podemos inferir que a equação de reação pode ser representada por:

$A + B \rightarrow 2AB$

Assim:

$$V_m = V_A = V_B = \frac{V_{AB}}{2}$$

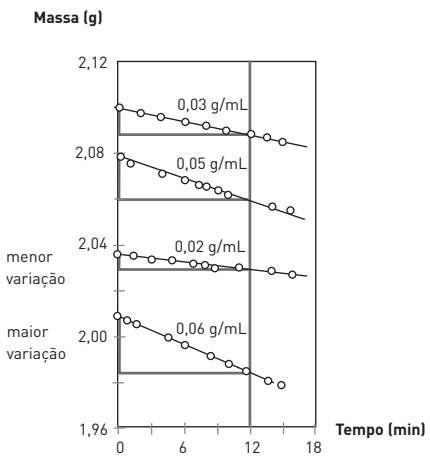
$$V_{AB} = \frac{\Delta[AB]}{\Delta t} = \frac{87 \cdot 10^{-6}}{20} = 4{,}35 \cdot 10^{-6}\ \frac{mol}{L \cdot s}$$

Essa conta expressa a velocidade média em função da produção de AB. Se quisermos expressar a velocidade média da reação, teremos:

$$V_{média} = 2{,}175 \cdot 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

10.

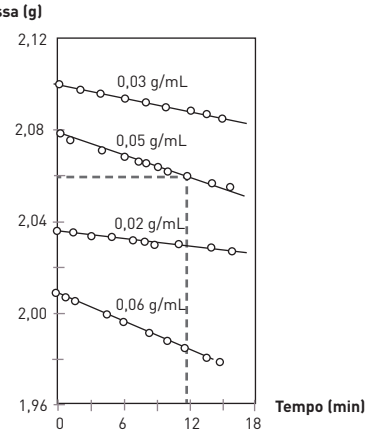
a) A partir do gráfico, observa-se que a maior variação de massa ocorre para a concentração de 0,06 g/mL de iodo. Consequentemente, a reação mais rápida ocorre nesta concentração. Analogamente, a reação mais lenta ocorre na concentração de 0,02 g/mL, onde se encontra menor variação de massa e o número de colisões efetivas é menor.



b) No intervalo entre 0 e 12 minutos, observa-se:

variação de massa = 2,08 g – 2,06 g = 0,02 g

$$V_{AB} = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{0{,}02\ g}{12\ min} \cong 0{,}00167\ g/min$$



c) Interações do tipo dipolo induzido-dipolo induzido, que ocorre entre espécies apolares.

11. a

Teremos:

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{15{,}84 \cdot 10^3\ g}{44\ g \cdot mol^{-1}} = 360\ mol$$

Tempo (Δt) = 1 h = 60 min

$$V_{CO_2} = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{360}{60} = 6\ mol \cdot min^{-1}$$

De acordo com a equação:

$C_4H_9OH\,(\ell) + 6\,O_2\,(g) \rightarrow 4\,CO_2\,(g) + 5\,H_2O\,(\ell)$

$$\frac{V_{C_4H_9OH}}{1} = \frac{V_{O_2}}{6} = \frac{V_{CO_2}}{4} = \frac{V_{H_2O}}{5} = V_{reação}$$

$$V_{C_4H_9OH} = \frac{6}{4} = 1{,}5\ mol \cdot min^{-1}$$

12. e

$1\,CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow 1\,CO_2 + 2\,H_2O$

$$\frac{V_{CH_4}}{1} = \frac{V_{O_2}}{1} = \frac{V_{CO_2}}{1} = \frac{V_{H_2O}}{2}$$

$$\frac{V_{CH_4}}{1} = \frac{V_{CO_2}}{1} \Rightarrow V_{CO_2} = 134{,}4\ L \cdot h^{-1}$$

$1\ mol \text{ —— } 22{,}4\ L$

$n_{CO_2} \text{ —— } 134{,}4\ L$

$n_{CO_2} = 6\ mol$

$V_{CO_2} = 6\ mol/h$

13. Cálculo da velocidade da reação em mL H_2/s:

$$v = \frac{\text{Volume de } H_2 \text{ produzido}}{\text{tempo}} = \frac{25\ mL}{20\ s} = 1{,}25\ mL/s$$

Cálculo da velocidade da reação em mol H_2/s:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$1 \cdot \underbrace{25 \cdot 10^{-3}}_{25\ mL} = n \cdot 0{,}082 \cdot \underbrace{300}_{27+273}$$

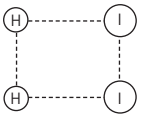
$n = 1{,}02 \cdot 10^{-3}\ mol$

$$V_{H_2} = \frac{1{,}02 \cdot 10^{-3}\ mol}{20\ s} = 5{,}1 \cdot 10^{-5}\ mol/s$$

CAPÍTULO 24

p. 429 Exercícios fundamentais

1. A figura II mostra a adesão eficaz. Nela, os dois átomos de H se chocam com os dois átomos de I, permitindo a formação do complexo ativado.



2. $\Delta H_{reagentes} = 0$ kJ

3. $\Delta H_{produtos} = 40$ kJ

4. $\Delta H_{reação} = H_{produtos} - H_{reagentes}$

$\Delta H_{reação} = 40\text{ kJ} - 0\text{ kJ} = 40\text{ kJ}$

5. Endotérmica, pois $\Delta H > 0$.

6. E_a = energia do complexo ativado $- H_{reagentes}$

$E_a = 60\text{ kJ} - 0\text{ kJ} = 60\text{ kJ}$

7. Exotérmica, pois a entalpia do produto Y é menor que a do reagente X.

8. $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$

$\Delta H = 20\text{ kJ} - 10\text{ kJ} = -30\text{ kJ}$

9. E_a = energia do complexo ativado $- H_{reagentes}$

$E_a = 50\text{ kJ} - 10\text{ kJ} = 40\text{ kJ}$

10. Endotérmica, pois a entalpia do produto X é maior que a entalpia do reagente Y.

11. $\Delta H_{reação} = H_{produtos} - H_{reagentes}$

$\Delta H_{reação} = 10\text{ kJ} - (-20\text{ kJ}) = 30\text{ kJ}$

O valor em módulo é igual ao valor da entalpia da reação direta.

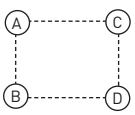
12. E_a = energia do complexo ativado $- H_{reagentes}$

$E_a = 50\text{ kJ} - (-20\text{ kJ}) = 70\text{ kJ}$

p. 430 Testando seu conhecimento

1. a

Para que o produto AC seja formado, os átomos do elemento A devem colidir com os átomos de C. Para que o produto BD seja formado, os átomos do elemento B devem colidir com os átomos de D. A geometria mais favorável para a formação do complexo ativado é:



2. d

Energia de ativação é a mínima energia que os reagentes devem adquirir para a formação do complexo ativado e, consequentemente, a formação dos produtos.

3. d

A reação que ocorre mais facilmente (rapidamente) é a que apresenta a menor energia de ativação, que é a diferença entre a energia do complexo ativado e a dos reagentes.

4. d

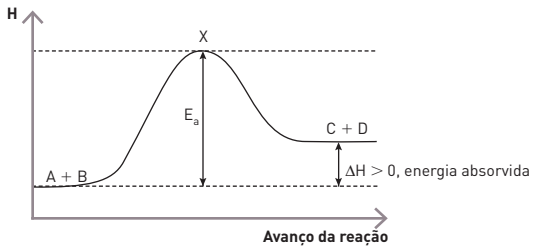
A reação de combustão é exotérmica, liberando energia na forma de luz e calor.

A energia de ativação é a mínima energia necessária para que a reação ocorra. Dessa forma, o atrito fornece uma energia igual ou superior à energia de ativação.

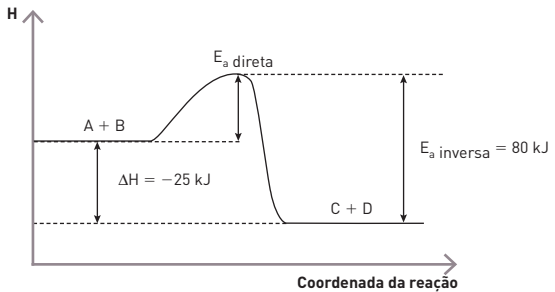
5. Energia de ativação corresponde à diferença entre a energia do complexo ativado e a dos reagentes.

$E_a = -10 - (-50) = 40$ kcal

6.



7.



$E_{a\ direta} = E_{a\ inversa} - (\Delta H)$

$E_{a\ direta} = 80 - 25 = 55$ kJ

A energia de ativação é sempre um valor positivo.

p. 431 Aprofundando seu conhecimento

1. b

Uma reação ocorre quando as moléculas dos reagentes se chocam com um mínimo de energia e com a geometria favorável para a formação do complexo ativado.

2. a

Uma reação ocorre quando as moléculas dos reagentes se chocam com um mínimo de energia e com a geometria favorável para a formação do complexo ativado.

3. b

O fato de a reação II ser mais rápida nos indica que sua energia de ativação é menor. Já que a entalpia dos reagentes é a mesma, a energia do complexo ativado em II deverá ser menor.

4. a

Como se trata de uma reação de combustão, o gráfico deve representar uma reação exotérmica ($H_P < H_R$).

Entre os reagentes e os produtos existe uma barreira de energia, correspondente à energia de ativação, fornecida pela vela.

5. d

I. Correta: neste caso, a reação é exotérmica ($\Delta H_P < \Delta H_R$).

II. Correta: trata-se da diferença entre a energia do complexo ativado e dos reagentes, para a reação direta.

III. Incorreta: o intervalo 3 apresenta a energia do complexo ativado. A variação de entalpia da reação inversa também é representada por 1.

IV. Correta: trata-se da diferença entre a energia do complexo ativado e a dos reagentes, para a reação inversa.

6. b

Trata-se de uma reação exotérmica ($\Delta H_f < \Delta H_i$) devido à liberação de energia (calor).

Como é uma reação explosiva, que teve início com uma pequena energia fornecida pelo atrito, conclui-se que a energia de ativação tem um valor baixo.

7. d

$\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$

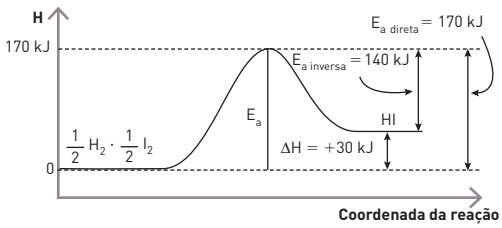
$\Delta H = 25\ kcal - 0\ kcal = 25\ kcal$

$E_{ativação} = E_{complexo\ ativado} - H_{reagentes}$

$E_a = 28\ kcal - 0\ kcal = 28\ kcal$

8. Considerando que a decomposição do HI é a reação inversa da reação mencionada, atribuímos 0 à energia de formação do H_2 e do I_2 e 30 kJ à energia de formação do HI. Assim, a diferença entre a energia de ativação da formação do HI e a entalpia da reação é 170 − 30 = 140 kJ, que corresponde à energia de ativação da decomposição.

Graficamente:



9. a

I. Correta. A variação de entalpia é uma função de estado e só depende dos estados final e inicial, que neste caso são os mesmos, para as duas reações.

II. Incorreta. Em módulo, o ΔH da reação direta é igual ao ΔH da reação inversa, para todas as reações.

III. Incorreta. A energia de ativação não é uma função de estado e pode variar de uma reação que ocorre em apenas uma etapa para outra com intermediárias.

IV. Incorreta. A energia de ativação da reação direta é, na maioria das vezes, diferente da energia de ativação da reação inversa.

CAPÍTULO 25

p. 440 Exercícios fundamentais

1. O $CaCO_3$ apresenta uma maior superfície de contato em 2, e isso faz com que a reação seja mais rápida.

2. São iguais nos dois experimentos, já que a quantidade de $CaCO_3$ que reagiu é a mesma nas duas experiências.

3. A ⇒ experimento 2.
B ⇒ experimento 1.
A curva A indica uma reação mais rápida (formação do mesmo volume de gás em um tempo real).

4. Nos dois experimentos, pois nos dois tubos o magnésio reage formando gás hidrogênio.

5. No experimento X, pois a maior temperatura acelera a reação.

6. Não, a maior efervescência indica apenas que a reação é mais rápida. Como a massa de magnésio que reage nos dois experimentos é a mesma, o volume de H_2 produzido é o mesmo.

7. No experimento X, pois a maior temperatura indica maior energia cinética média das moléculas, que resulta em um maior número de choques efetivos e, assim, maior rapidez.

8. curva A ⇒ experimento X.
curva B ⇒ experimento Y.
A curva A indica uma reação mais rápida (mesmo volume de H_2 produzido em um menor intervalo de tempo).

9. H^+ ⇒ curva C: a sua quantidade diminui com o tempo, pois é transformado em H_2.
$C\ell^-$ ⇒ curva A, o ânion cloreto não participa da reação e sua concentração é constante.
Mg^{2+} ⇒ curva B, sua quantidade aumenta com o tempo à medida que as fitas de magnésio reagem.

10. Trata-se de uma reação de deslocamento (simples troca):
$Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \Rightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$

11. 20 s ⇒ $HC\ell$ 0,2 mol/L
30 s ⇒ $HC\ell$ 0,1 mol/L
60 s ⇒ $HC\ell$ 0,05 mol/L
Quanto maior é a concentração dos reagentes, maior é a velocidade da reação.

12. Conforme as indicações, os três experimentos produziram o mesmo volume de H_2.

13. É igual nos três experimentos. O zinco adicionado reage na mesma quantidade em todo o $HC\ell$ dos erlenmeyers, formando a mesma quantidade de H_2.

14. O experimento II apresenta uma maior concentração de NO que o experimento I, assim a reação em II é mais rápida que em I.
O experimento III apresenta uma maior concentração de H_2 que o experimento I, assim a reação em III é mais lenta que em I. Quanto maior a velocidade da reação, maior a produção de N_2 em um determinado intervalo de tempo. Assim:
Curva A ⇒ experimento II.
Curva B ⇒ experimento I.
Curva C ⇒ experimento III.

15. O catalisador é Y, pois é consumido na primeira etapa e regenerado na segunda, tendo sua quantidade constante no final do experimento.

16. Exotérmica, pois a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

17. $E_a = E_{complexo\ ativado} - H_{reagentes}$
$E_a = 60\ kJ - 20\ kJ = 40\ kJ$

18. $E_a = E_{complexo\ ativado} - H_{reagentes}$
$E_a = 35\ kJ - 20\ kJ = 15\ kJ$

19. $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$
$\Delta H = -10\ kJ - (20\ kJ) = -30\ kJ$

20. Endotérmica, pois a energia dos produtos é maior que a dos reagentes.

21. $E_a = E_{complexo\ ativado} - H_{reagentes}$
$E_a = 60\ kJ - (-10\ kJ) = 70\ kJ$

22. $E_a = E_{complexo\ ativado} - H_{reagentes}$
$E_a = 35\ kJ - (-10\ kJ) = 45\ kJ$

23. $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$
$\Delta H = 20\ kJ - (-10\ kJ) = 30\ kJ$

p. 443 Testando seu conhecimento

1. e
A palha, por ser mais finamente dividida que o tronco, possui uma maior superfície de contato, o que acelera a reação.

2. b
Como a massa de ferro e a quantidade de ácido são as mesmas nos dois experimentos, o volume de gás hidrogênio produzido será o mesmo.
Com a limalha de ferro, a superfície de contato é maior, o que deixa a reação mais rápida, produzindo o mesmo volume de gás hidrogênio em tempo menor.

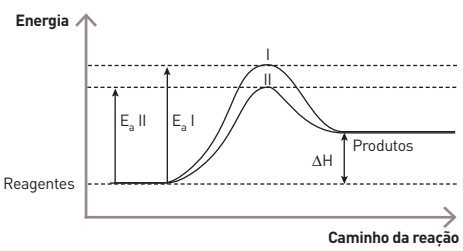
3. a
Conforme a regra de Van't Hoff,
Temperaturas: 25 °C —— 15 °C —— 5 °C
Velocidades: V —— $\frac{V}{2}$ —— $\frac{V}{4}$

4. b
A liberação de bolhas corresponde a uma evidência de um processo químico. Nesse caso, podemos afirmar que a velocidade da reação aumenta conforme o aumento de temperatura.

5. c
Os catalisadores criam caminhos alternativos para as reações, consequentemente a energia de ativação diminui e a velocidade aumenta.

6. d
Alternativa *a*: Falsa. A energia de ativação sem catalisador vale 40 kJ.
Alternativa *b*: Falsa. A energia de ativação com catalisador vale 25 kJ.
Alternativa *c*: Falsa. A reação é exotérmica, pois a energia dos produtos é menor em relação à energia dos reagentes, indicando que a reação liberou calor.
Alternativa *d*: Verdadeira, $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes} = -10 - 20 = -30\ kJ$.

7. O catalisador diminui a energia de ativação do sistema, pois altera o "caminho" da reação. Logo, a curva II representa a reação na presença de catalisador. O valor da variação de entalpia (ΔH) permanece constante.



8. c
O catalisador é uma substância que acelera a reação química, pois diminui a energia de ativação necessária para o seu início. Tendo que transpor uma energia menor, é mais fácil a reação começar.

9. b

I. O aluno acertou esta afirmação. Ao comparar somente os métodos 1 e 2 fica impossível determinar qual dos dois fatores variados (estado do comprimido e temperatura da água) aumentou mais a velocidade da reação.

II. O aluno errou esta afirmação. A elevação da temperatura provoca a diminuição do tempo de reação, ou seja, provoca o aumento da velocidade da reação.

III. O aluno acertou esta afirmação. Quando se compara os métodos 1 e 3 verifica-se que a elevação da temperatura de 10 °C para 60 °C faz o tempo de reação cair pela metade (30 s para 15 s).

Quando se compara os métodos 1 e 4 verifica-se que o aumento da superfície de contato faz o tempo de reação diminuir menos do que a metade (50 s para 30 s).

10. b
Teremos:

Condição experimental	Tempo de duração da reação no experimento (t)	Temperatura (°C)	Catalisador
1	t_1	60	ausência
2 (mais rápida que 1)	t_2	75 (maior temperatura)	ausência
3 (mais rápida que 1, 2 e 4)	t_3	90 (maior temperatura)	ausência
4 (mais rápida que 1 e 2)	t_4	90 (maior temperatura)	ausência

Conclusão final: $t_3 < t_4 < t_2 < t_1$.

11. b
Quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação e menor o tempo de duração do experimento. O catalisador sempre acelera a reação.

12. b
Em 4, a temperatura é maior, assim como a concentração de $HC\ell$, o que acarreta uma reação mais rápida.

13. d
(F): Em pedaços, a superfície de contato é maior e a reação será mais rápida.
(F): A maior temperatura torna a reação mais rápida.
(V)
(F): O aumento da temperatura aumenta a energia cinética média das moléculas, o que aumenta o número de colisões favoráveis.

14. b
Para uma reação química que envolve uma substância no estado sólido, quanto maior a superfície de contato desse sólido, maior será a velocidade em que essa substância será consumida. Da mesma forma, quanto maior a temperatura, maior

a velocidade da reação química. Assim, para os experimentos realizados, temos:

maior velocidade (Exp. III) { ↑ superfície de contato: comprimido moído; ↑ temperatura: 40 °C

menor velocidade (Exp. II) { ↓ superfície de contato: comprimido inteiro; ↓ temperatura: 20 °C

Em ordem crescente de velocidade: II < I < III.

15. a

I. Incorreta. Como se trata de gases, a pressão está relacionada com a concentração dessas substâncias.

II. Correta. A luz fornece a energia de ativação para que essa reação ocorra.

III. Correta. Aumentando a temperatura, ocorre o aumento da velocidade da reação, desde que não provoque a desnaturação das enzimas (catalisadoras biológicas) responsáveis por essa reação.

IV. Correta. Quanto maior a concentração dos reagentes, maior a velocidade da reação.

p. 447 Aprofundando seu conhecimento

1. a

A maior superfície de contato nos sólidos triturados acelera a reação química.

2. c

cubo maior { área da face = $(4\ cm)^2 = 16\ cm^2$; área do cubo = $6 \cdot 16\ cm^2 = 96\ cm^2$

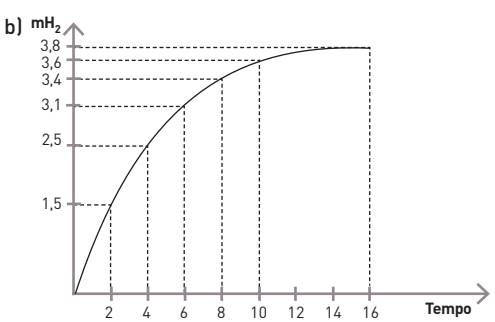
cubos menores { área da face = $(2\ cm)^2 = 4\ cm^2$; área do cubo = $6 \cdot 4\ cm^2 = 24\ cm^2$; área total = $8 \cdot 24\ cm^2 = 192\ cm^2$

3.

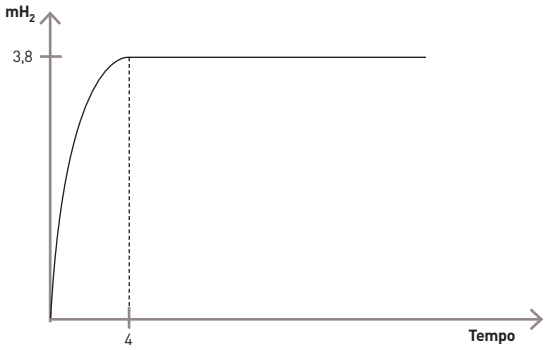
a) Trata-se de uma reação de deslocamento (simples troca):

$$Mg\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow MgC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

b)



c) A velocidade diminui com o passar do tempo:



d) Iríamos obter a mesma massa em um tempo menor.

4. a

I. Correta:
$E_a = E_{complexo\ ativado} - H_{reagentes}$
$E_a = 55\ kJ - (-77\ kJ) = 132\ kJ$

II. Incorreta. A reação é exotérmica, pois a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes, indicando liberação de energia.

III. Incorreta. O aumento da temperatura causa um aumento na energia cinética média das moléculas, resultando em um maior número de colisões efetivas e maior velocidade da reação.

5. e

Ocorre a liberação de calor, já que a reação é exotérmica.
A curva 1 representa a reação catalisada, que ocorre com a liberação de calor e a sua principal energia de ativação é dada por E_1.

6. a

I. Verdadeira. Energia de ativação = Energia do complexo ativado − energia do reagente = 260 − 4 = 256 kJ.

II. Falsa. Em qualquer reação, tanto endotérmica como exotérmica, um aumento de temperatura do sistema eleva a velocidade do processo por aumentar a frequência de colisões entre as moléculas de reagentes.

III. Falsa. O uso do catalisador afeta a energia de ativação do processo, sem alterar o valor da variação de entalpia.

7. b

A variação de entalpia é maior do que zero, pois a entalpia dos produtos é maior do que a entalpia dos reagentes.

8. c

O catalisador muda o caminho da reação, diminuindo a energia de ativação do processo e, portanto, aumentando a velocidade da transformação, sem alterar o valor da constante de equilíbrio da reação.

9. Reação sem catalisador:

$$2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3\ (1ª\ etapa)$$

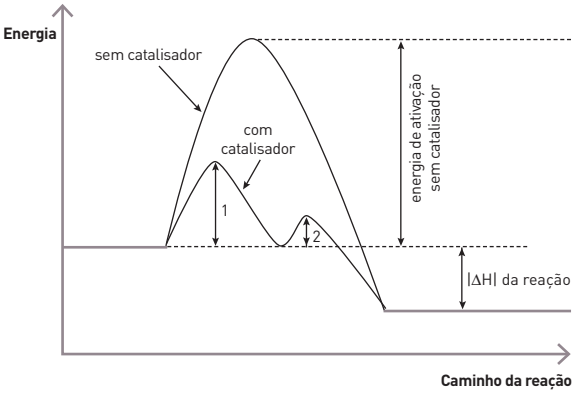
Reação com catalisador:

$$2\ SO_2 + \cancel{2\ NO_2} \rightarrow 2\ SO_3 + \cancel{2\ NO}\ (1ª\ etapa)$$

$$\cancel{2\ NO} + O_2 \rightarrow \cancel{2\ NO_2}\ (2ª\ etapa) +$$

$$2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$$

A presença do catalisador abaixa a energia de ativação e por isso aumenta a velocidade da reação.



(1) representa a energia de ativação da 1ª etapa.

(2) representa a energia de ativação da 2ª etapa.

Como 1 > 2, a 1ª etapa é a etapa lenta e a 2ª etapa é a etapa rápida.

10. 01 + 08 + 32 = 41

(01) Correto. O NO é um catalisador, consumido na equação 2, mas regenerado na 3.

(02) Incorreto. O monóxido de nitrogênio atua como catalisador.

(04) Incorreto. O catalisador cria um novo caminho para a reação, alterando apenas a energia de ativação.

(08) Correto. Esta reação ocorre lentamente.

(16) Incorreto. A equação 1 mostra a energia sendo liberada, portanto processo exotérmico.

(32) Correto.

11. d

Quanto maior a área de contato, maior a velocidade da reação.

Assim, em 1: $v_C > v_B > v_A$.

Quanto maior é a concentração dos reagentes, maior é a velocidade da reação.

Assim, em 2: $v_Y > v_X$.

Quanto maior é a temperatura, maior é a velocidade da reação.

Assim, em 3: $v_W < v_Z$.

Quanto maior a velocidade, menor o tempo para terminar a reação.

12. e

Como há sempre excesso de ferro, o H_2SO_4 é o reagente limitante, e, quanto maior o seu volume, maior a quantidade de H_2 produzida.

Trabalhando-se com 80 mL de ácido, a experiência C ocorre mais rapidamente devido à maior temperatura.

Assim, C → curva 1; D → curva 2.

Trabalhando-se com 50 mL de ácido, a experiência B ocorre mais rapidamente devido à maior superfície de contato.

Assim, A → 4; B → 3.

13. c

A reação é:

$Zn\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow ZnC\ell_2\,(aq) + H_2\,(g)$

A equação iônica é:

$Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq) + H_2\,(g)$

A quantidade de íons H^+ diminui e a de Zn^{2+} aumenta. A quantidade de íons $C\ell^-$ permanece constante.

14. d

I. Correta. A velocidade da reação de Zn com ácido aumenta mais na presença de Cu.

4	200 mL	1,0 g de Zn (raspas) + 1,0 g de Cu (fio)	8 (s) menor tempo	Liberação de H_2 e calor; massa de Cu não se alterou

O zinco reage com o ácido clorídrico:

$Zn\,(s) + HC\ell\,(aq) \xrightarrow{Cu} H_2\,(g) + ZnC\ell_2\,(aq)$

II. Incorreta. Nas experiências, verifica-se a utilização de mesma concentração de ácido clorídrico (0,2 mol/L) e mesmo volume (200 mL); como na quarta experiência a velocidade foi maior (menor tempo), conclui-se que o cobre atuou como catalisador.

III. Correta. Os resultados dos experimentos 1 (raspas) e 3 (pó) mostram que, quanto maior o quociente superfície de contato//massa total de amostra de Zn, maior a velocidade de reação.

15.

a) $MnO_2\,(s) + 4\,HC\ell\,(aq) \rightarrow MnC\ell_2\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell) + C\ell_2\,(g)$

b) A velocidade não se altera nos 8 minutos iniciais.

Entre 0 e 2 min:

$$V_m C\ell_2 = \frac{\Delta\,\text{quant.}\,C\ell_2}{\Delta t} = \frac{(1-0)\,\text{mL}}{(2-0)\,\text{min}} = 0{,}5\,\text{mL/min}$$

Entre 6 e 8 min:

$$V_m C\ell_2 = \frac{\Delta\,\text{quant.}\,C\ell_2}{\Delta t} = \frac{(4-3)\,\text{mL}}{(8-6)\,\text{min}} = 0{,}5\,\text{mL/min}$$

c) Com o dobro da concentração de $HC\ell$ e com o mesmo volume, o número de mol de $HC\ell$ será o dobro em relação ao primeiro experimento, e assim o volume de $C\ell_2$ produzido também será o dobro, 4 mL.

Deve-se considerar que a reação é de primeira ordem para a concentração do $HC\ell$.

CAPÍTULO 26

p. 463 Exercícios fundamentais

1. Analisando os experimentos 1 e 2, verifica-se que, ao quadruplicar a concentração de A, a velocidade da reação quadruplica. Entre os experimentos 2 e 3, dobrando a concentração de A, a velocidade da reação dobra. Assim:

[A](mol/L)	Velocidade inicial (mol/L·min)
0,1	0,2
↓×4	↓×4
0,4	0,8
↓×2	↓×2
0,8	0,16

A velocidade da reação é dependente da concentração de A elevado ao expoente 1, e a expressão da velocidade é:
V = k[A]

2. Utilizando os dados do 1º experimento:

$V = k[A]$

$$k = \frac{V}{[A]} = \frac{0{,}02\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}}{0{,}1\,\text{mol/L}} = 0{,}2\,\text{min}^{-1}$$

3. $V = k[A]$
$V = 0{,}2\ min^{-1} \cdot 0{,}5\ mol/L = 0{,}1\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

4. Tempo de meia-vida é o tempo que leva para determinada quantidade de X cair para metade desse valor.
De acordo com o gráfico, para que a concentração de X vá de 20 mol/L para 10 mol/L são necessárias 2 horas. Também é de 2 horas o tempo que leva para a concentração de 10 mol/L se reduzir para 5 mol/L. Logo, o tempo de meia-vida é de 2 horas.

5. Analisando os dois primeiros experimentos:

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	velocidade ($mol/L^{-1} \cdot min^{-1}$)
5	10	10
↓× 2	↓constante	↓× 4
10	10	40

Dobrando-se a concentração de A e mantendo-se a concentração de B constante, a velocidade da reação quadruplica (2^2). Assim, o expoente para o reagente A é 2.
$V \alpha [A]^2$

Analisando os dois últimos experimentos:

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	velocidade ($mol/L^{-1} \cdot min^{-1}$)
10	10	40
↓constante	↓× 2	↓constante
10	120	40

Dobrando-se a concentração de B e mantendo-se a concentração de A constante, a velocidade da reação permanece a mesma (2^0x). Assim, a velocidade da reação não depende da concentração de B e seu expoente é zero.

A lei da velocidade é:

$V = k[A]$

6. Analisando os três primeiros experimentos:

[X]	[Y]	Velocidade (mol/L · s)
0,10 (×1)	0,10 (×2)	$2{,}5 \cdot 10^{-6}$ (×2)
0,10	0,20 (×1)	$5 \cdot 10^{-6}$ (×8)
0,20	0,10	$20 \cdot 10^{-6}$

Comparando o 1º e o 2º experimentos, dobra-se a concentração de Y enquanto a de X é mantida constante e a velocidade da reação dobra (2^1x). Temos então que o expoente para o reagente Y é 1.
$V \alpha [Y]^1$
Comparando o 1º e o 3º experimentos, dobra-se a concentração de X enquanto a de Y é mantida constante e a velocidade da reação aumenta oito vezes (2^3x). Temos então que o expoente para o reagente X é 3.
$V \alpha [X]^3$
A lei da velocidade é:
$V = k[X]^3[Y]$

7.

I. A etapa lenta, determinante da velocidade da reação, é aquela que apresenta a maior energia de ativação. De acordo com o gráfico, trata-se da segunda etapa: B → C.

II. A reação é exotérmica, pois a energia do estado final, D, é menor que a do estado inicial, A, indicando a liberação de energia.

p. 464 Testando seu conhecimento

1.

a) $2\ HC\ell \rightarrow H_2 + C\ell_2$
$V = k[HC\ell]^2$

b) $H_2 + I_2 \rightarrow 2\ HI$
$V = k[H_2][I_2]$

c) $2\ CO + O_2 \rightarrow 2\ CO_2$
$V = k[CO_2][O_2]$

d) $2\ NH_3 \rightarrow N_2 + 3\ H_2$
$V = [KNH_3]^2$

e) $N_2 + 3\ H_2 = 2\ NH_3$
$V = k[N_2][H_2]^3$

Como as reações são elementares, os expoentes são iguais aos coeficientes estequiométricos.

2. Como a reação $2\ CO + O_2 \rightarrow 2\ CO_2$ é elementar, os expoentes são iguais aos coeficientes estequiométricos.
$V = k[CO]^2[O_2]$

3. Em relação ao CO, a ordem é 2.

4. Em relação ao O_2, a ordem é 1.

5. Como a ordem em relação ao CO é 2, dobrando a sua concentração a velocidade irá aumentar 4 vezes.
$V = k[CO]^2[O_2]$
$V' = k(2[CO])^2[O_2] = 4 \cdot k[CO_2][O_2] = 4V$

6. Como a ordem em relação ao O_2 é 1, dobrando sua concentração a velocidade irá aumentar duas vezes.

$V = k[CO]^2[O_2]$

$V' = k[CO]^2(2[O_2]) = 2k[CO]^2[O_2] = 2V$

7. Dobrando a concentração de CO, a velocidade da reação aumenta 4 vezes. Dobrando a concentração de O_2, a velocidade aumenta 2 vezes. Considerando os dois efeitos simultaneamente, a velocidade aumentará 8 vezes.

$V = k[CO]^2[O_2]$

$V' = k\ (2[CO]^2)\ (2[O_2]) = k \cdot 4[CO]^2 \cdot 2[O_2] = 8k[CO]^2[O_2] = 8V$

8.

a) Conforme o texto:
$V = k[NO][O_3]$

b) Como a reação é de 1ª ordem para o NO, dobrando a sua concentração a velocidade da reação irá aumentar 2 vezes (2'×).
$V = k[NO][O_3]$
$V' = k(2[NO])[O_3] = 2 \cdot k[NO][O_3] = 2V$

9.

a) A etapa lenta (I) é a que apresenta a maior energia de ativação e é a etapa determinante da velocidade da reação.
$H_2O_2 + I^- \rightarrow HOI^- + OH^-$

b) A lei da velocidade é escrita em função da etapa lenta.
$V = k[H_2O_2][I^-]$

10. A etapa lenta do processo é aquela que apresenta a maior energia de ativação:

$HCOOH + \cancel{2}\ H_2 \rightarrow H_2CO + H_2O + \cancel{H_2}$

$HCOOH + H_2 \rightarrow H_2CO + H_2O$

11. c

A etapa lenta é a determinante da velocidade da reação e é aquela que apresenta a maior energia de ativação.

12. e

Dado que a reação é elementar, a lei da velocidade é:

$V = k[NO][O_3]$

Ao duplicarmos a concentração de NO, a velocidade da reação duplicará (2x). Ao duplicarmos a concentração de O_3, a velocidade da reação duplicará (2x). Considerando os dois efeitos simultaneamente, a velocidade da reação aumentará 4 vezes.

$V = k[NO][O_3]$

$V' = k(2[NO])(2[O_3]) = 4 \cdot k[NO][O_3] = 4 \cdot V$

13. a

Sendo a reação de 1ª ordem para cada um dos reagentes, a equação da lei da velocidade é:

$V = k[I^-][H_3A_0O_4][H^+]$

A ordem da reação global é a soma de todos os coeficientes: 1 + 1 + 1 = 3

14. a

Analisando os experimentos:

	[CO]	$[O_2]$	Velocidade (mol/L · s)
1	1,0	2,0	$4 \cdot 10^{-6}$
2	2,0	2,0	$8 \cdot 10^{-6}$
3	1,0	1,0	$1 \cdot 10^{-6}$
	×2 ↓ ×1	×1 ↓ ×½	×2 ↓ ×¼

Nos dois primeiros experimentos, ao se dobrar a concentração de CO, mantendo a concentração de O_2 constante, a velocidade da reação aumentou duas vezes (2'x), logo o expoente para o CO é 1.

$V \alpha [CO]^1$

Analisando os experimentos 1 e 3, ao se dividir a concentração de O_2 pela metade, a velocidade da reação diminuiu 4 vezes.

$\left[\left(\frac{1}{2}\right)^2_x\right]$ Logo, o expoente para o O_2 é 2.

$V \alpha [O_2]^2$

A lei da velocidade para a reação é:

$V = k[CO][O_2]$

15. c

Experimento	[A]	[B]	Velocidade (mol/L · s)
1	0,5	0,5	0,1
2	0,1	0,1	0,02
3	0,2	0,2	0,016
	×⅕ ↓ ÷2,5	×⅕ ÷2,5	×⅕ ÷6,25

Analisando o 1º e o 2º experimentos, ao diminuirmos a concentração de A em 5 vezes, mantendo a concentração de B constante, a velocidade da reação diminui 5 vezes $\left[\left(\frac{1}{5}\right)^1_x\right]$. Isso indica que o expoente para o reagente A é 1:

$V \alpha [A]^1$

Analisando o 1º e o 3º experimentos, diminuindo as concentrações de A e B em 2,5 vezes, a velocidade da reação diminui em 6,25 vezes $[(2,5)^2x]$.

Vimos anteriormente que a reação é de 1ª ordem em relação ao reagente A, o que nos permite concluir que a diminuição da velocidade em 6,25 vezes corresponde 2,5 vezes o efeito de A e, assim, 2,5 vezes o efeito de B, indicando que o expoente para esse reagente é 1.

16. b

Analisando os experimentos 1, 2 e 4:

Exp.	[NO]	$[Br_2]$	Velocidade (mol/L · s)
1	0,10	0,10	12
2	0,10	0,20	24
3	0,20	0,10	48
	×2 ↓ ×1	×1 ↓ ×2	×4 ↓ ×2

Considerando os experimentos 1 e 4, ao aumentarmos a concentração de NO em 2 vezes mantendo a concentração de Br_2 constante, a velocidade da reação aumenta em 4 vezes (2^2x), indicando que o expoente para o NO é 2 e:

$V \alpha [NO]^2$

Considerando os experimentos 1 e 2, ao aumentarmos a concentração de Br_2 em 2 vezes mantendo a concentração de NO constante, a velocidade da reação aumenta em 2 vezes (2'x), indicando que o expoente para o reagente Br_2 é 1 e:

$V \alpha [Br_2]^1$

A lei da velocidade é escrita como:

$V = k[NO]^2[Br_2]$

Para calcular o valor de *k*, utilizaremos os dados do experimento 1:

$V = k[NO]^2[Br_2]$

$12 = k(0,10)^2\ (0,10)$

$k = \frac{12\ mol/L \cdot s}{10^{-3}\ (mol^3/L^3)} = 1,2 \cdot 10^4\ L^2/mol^2 \cdot s$

17. c

Tempo de meia-vida é o tempo que leva para que a metade da quantidade inicial da substância reaja.

Como a reação é de primeira ordem, a velocidade da reação é diretamente proporcional à concentração do reagente.

Assim, quando a velocidade da reação cai de 3 mol/L · s para 1,5 mol/L · s, a concentração do reagente também cai pela metade. Isso ocorre em um intervalo de tempo de 10 minutos, indicando que o tempo de meia-vida é de 10 minutos.

18. e

Quantidade inicial

$\frac{1}{2} \xrightarrow{t\frac{1}{2}} \frac{1}{2} \xrightarrow{t\frac{1}{2}} \frac{1}{4} \xrightarrow{t\frac{1}{2}} \frac{1}{8}$

Como restou $\frac{1}{8}$, podemos concluir que foram consumidos $\frac{7}{8}$.

19. Consideremos que a lei cinética das velocidades para o processo em questão poderá ser expressa por: $u = k[NO_2]^x[O_3]^y$

Comparando o resultado do experimento 2 com o experimento 1, notamos que, ao dobrar a concentração inicial de O_3, a velocidade da reação também dobra. Isso significa que a velocidade do processo é diretamente proporcional à concentração de O_3. Portanto X = 1. Comparando o resultado do experimento 3 com o experimento 2, também é possível perceber uma relação diretamente proporcional, já que ao reduzir a concentração de NO_2 pela metade, a velocidade do processo também é reduzida pela metade. Assim, Y = 1.

Outra forma de obtermos os valores de X e Y é resolver um sistema de equações. Substituindo outros valores experimentais teremos um sistema de 3 equações:

$2{,}2 \cdot 10^{-3} = k(5{,}0 \cdot 10^{-6})^X \cdot (1{,}0 \cdot 10^{-6})^Y$ eq 1

$4{,}4 \cdot 10^{-3} = k(5{,}0 \cdot 10^{-6})^X \cdot (2{,}0 \cdot 10^{-6})^Y$ eq 2

$2{,}2 \cdot 10^{-3} = k(2{,}5 \cdot 10^{-6})^X \cdot (2{,}0 \cdot 10^{-6})^Y$ eq 3

Igualando 1 e 3, teremos:

$\cancel{k}(5{,}0 \cdot 10^{-6})^X \cdot (1{,}0 \cdot 10^{-6})^Y = \cancel{k}(2{,}5 \cdot 10^{-6})^X \cdot (2{,}0 \cdot 10^{-6})^Y \Rightarrow$

$\Rightarrow 2^X \cdot \cancel{(2{,}5 \cdot 10^{-6})^X} \cdot \cancel{(1{,}0 \cdot 10^{-6})^Y} = \cancel{(2{,}5 \cdot 10^{-6})^X} \cdot 2^Y \cdot \cancel{(1{,}0 \cdot 10^{-6})^Y} \Rightarrow$

$\Rightarrow 2^X = 2^Y \Rightarrow X = 1$ e $Y = 1$

Vamos substituir essa informação das equações 2 e 3:

$4{,}4 \cdot 10^{-3} = k(5{,}0 \cdot 10^{-6})^X \cdot (2{,}0 \cdot 10^{-6})^X$ eq 2

$2{,}2 \cdot 10^{-3} = k(2{,}5 \cdot 10^{-6})^X \cdot (2{,}0 \cdot 10^{-6})^X$ eq 3

eq 2 = 2 · eq 3

$\cancel{k}(5{,}0 \cdot 10^{-6})^X \cdot \cancel{(2{,}0 \cdot 10^{-6})^X} = 2 \cdot \cancel{k}(2{,}5 \cdot 10^{-6})^X \cdot \cancel{(2{,}0 \cdot 10^{-6})^X}$

$2^X = 2 \therefore X = 1$ e $Y = 1$

Portanto a lei cinética poderá ser escrita como: $u = k[NO_2][O_3]$.

01) Verdadeira. A ordem global é a somatória das ordens em relação a cada reagente, ou seja, 1 + 1 = 2.

02) Verdadeira.

04) Falsa.

08) Verdadeira. Como descobrimos que X + Y + 1, a equação 1 poderá ser resolvida da seguinte forma:

$2{,}2 \cdot 10^{-3} = k(5{,}0 \cdot 10^{-6}) \cdot (1{,}0 \cdot 10^{-6}) \Rightarrow$

$\Rightarrow \dfrac{2{,}2 \cdot 10^{-3}}{(5{,}0 \cdot 10^{-6}) \cdot (1{,}0 \cdot 10^{-6})} = \dfrac{2{,}2 \cdot 10^{-3}}{5{,}0 \cdot 10^{-12}} = 4{,}4 \cdot 10^8 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$

20.

H_2 = ordem 1

NO = ordem 2

$k = 3\ L^2 \cdot mol^{-2} \cdot min^{-1}$

21. d

A constante de velocidade de uma reação química é dependente da temperatura.

p. 467 Aprofundando seu conhecimento

1. Pela informação do texto:

Reação de segunda ordem para A $\Rightarrow [A]^2$

Reação de primeira ordem para B $\Rightarrow [B]^{-1}$

$V = k[A]^2[B]$

2. Maior velocidade em Y.

$WV = k[2]^2 \cdot [3] V = k \cdot 12$

$XV = k[2]^2 \cdot [4] V = k \cdot 16$

$YV = k[3]^2 \cdot [2] V = k \cdot 18$

$ZV = k[5]^2 \cdot 0 V =$ zero

3. No recipiente Z não ocorre reação, pois não existe um reagente. Entre os recipientes onde a reação ocorre, a do recipiente W é a de menor rapidez.

4. Não ocorre em Z, pois não existe o reagente B.

5. No recipiente de 2,0 L, a velocidade será menor.

$V = 1\ L\ V = k \cdot 12$

$$V = 2\ L \begin{cases} V' = k\left[\frac{2}{2}\right]^2 \cdot \left[\frac{4}{2}\right] \\ V' = k[1]^2 \cdot [2] \\ V' = k \cdot 2 \end{cases}$$

6. Sempre que a temperatura aumenta, a rapidez da reação aumenta.

7. Duplicar a concentração de B.

$V = k[2]^2 \cdot [8] \Rightarrow V = k \cdot 32$.

8. 0 – 0: Correto.

O NO é um reagente, logo, a curva será descendente.

1 – 1: Incorreto.

A curva do $C\ell_2$ deveria ser descendente pois ele é um reagente.

2 – 2: Correto.

O NO$C\ell$ é um produto $\Rightarrow$ curva ascendente.

3 – 3: Correto:

$V = k\,[NO]^2\,[C\ell_2]$

$$\left.\begin{matrix} [NO] = a \\ [C\ell_2] = b \end{matrix}\right\rangle \quad V = k[a]^2[b_2]$$

se $[NO] = 2a \Rightarrow V' = k[2a]^2 \cdot [b]$

$V' = 4 \cdot k[a]^2 \cdot [b]$

$V' = 4 \cdot V$

4 – 4: Incorreto.

A reação é de primeira ordem em relação ao $C\ell_2$.

9. Considerando-se que a cinética da reação é de ordem 1, teremos a seguinte expressão de velocidade:

$V = k \cdot [N_2O_4]^1$, em termos da decomposição de N_2O_4.

Assim, vamos calcular a velocidade inicial da decomposição de N_2O_4:

$V = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 2 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

Como a proporção entre N_2O_4 e NO_2 é de 1 : 2, podemos afirmar que a velocidade de formação de NO_2 é o dobro em relação à velocidade de consumo de N_2O_4.

Assim: $V = 4 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

10. a

A velocidade *v* para essa reação de síntese é expressa pela equação referente à etapa lenta:

$(CH_3)_3C - C\ell \rightarrow (CH_3)_3C^+ + C\ell^-$ (lenta)

$v = k[(CH_3)_3C - C\ell]$

11. 01 + 04 + 08 = 13

[01] Correta. A reação global pode ser expressa como:

$2\,HBr + NO_2 \rightarrow H_2O + NO + Br_2$

$HBr + NO_2 \rightarrow \cancel{HBrO} + NO$

$HBr + \cancel{HBrO} \rightarrow H_2O + Br_2$

$2\,HBr + NO_2 \rightarrow NO + H_2O + Br_2$

[02] Incorreta. A etapa determinante na velocidade da reação é a etapa mais lenta, ou seja, a etapa A.

[04] Correta. A equação que representa a velocidade da reação (etapa mais lenta) é $V = k[HBr][NO_2]$.

[08] Correta. Em uma reação não elementar, a velocidade da reação global não pode ser escrita a partir da equação da reação global, devemos usar a equação da etapa mais lenta.

[16] Incorreta. O ácido hipobromoso (HBrO) pode ser considerado um composto intermediário na reação, pois é formado e consumido durante o processo.

12.

a)

(I) $NO_2\,(g) + \cancel{NO_2\,(g)} \rightarrow NO\,(g) + \cancel{NO_3\,(g)}$

(II) $\cancel{NO_3\,(g)} + CO\,(g) \rightarrow \cancel{NO_2\,(g)} + CO_2\,(g)$

reação global $NO_2\,(g) + CO\,(g) \rightarrow NO\,(g) + CO_2\,(g)$

A reação que apresenta maior energia de ativação é a da etapa (I). Logo, essa será a etapa lenta e que irá determinar a velocidade da reação (processo).

Etapa lenta: (I) $NO_2\,(g) + NO_2\,(g) \rightarrow NO\,(g) + CO_2\,(g)$

$V = k[NO_2]^2$

b) I. Falsa. Pelo gráfico, observa-se que a energia potencial dos produtos (Hp) é menor do que a energia potencial dos reagentes (Hr). Logo, a reação é exotérmica ($\Delta H \leftarrow 0$).

II. Falsa. O catalisador não aumenta o rendimento; simplesmente diminui o tempo para estabelecer o equilíbrio.

13.

a) A etapa de maior energia de ativação (a) é a determinante da velocidade, sendo esta a etapa lenta.

b) $\Delta H = +35$ kJ

c) $\Delta H = -35$ kJ

14.

Análise das afirmações:

(F) A equação global, obtida do mecanismo proposto é compatível com a equação química balanceada da reação de decomposição do ozônio em oxigênio.

$O_3 + \cancel{C\ell\,(g)} \rightarrow O_2\,(g) + C\ell O\,(g)$

$\cancel{C\ell O\,(g)} + O_3\,(g) \rightarrow 2\,O_2\,(g) + \cancel{C\ell\,(g)}$

$2\,O_3\,(g) \xrightarrow{\text{global}} 3\,O_2\,(g)$

(F) O cloro é catalisador da reação.

(V) Os perfis das reações elementares apresentadas a seguir, são compatíveis com o mecanismo proposto, pois a energia de ativação da etapa 1 é menor do que a energia de ativação da etapa 2.

(V) A etapa 2 é uma reação de segunda ordem.

$C\ell O\,(g) + O_3\,(g) \rightarrow 2\,O_2\,(g) + C\ell\,(g)$

$V = k[C\ell O]^1[O_3]^1 \Rightarrow$ ordem global $= 1 + 1 = 2$.

15. d

Percebe-se pela tabela, que do ensaio 1 para o 2, a concentração de NO dobra e a concentração do O_2 permanece constante. Ao compararmos a velocidade de consumo de NO percebe-se que ela quadruplica. Logo, se conclui que a ordem em relação ao NO_2 é 2.

Percebe-se pela tabela, que do ensaio 1 para o 3, a concentração de NO permanece constante e a concentração de O_2 dobra. Ao compararmos a velocidade de consumo de NO percebe-se que a ordem em relação ao O_2 é 1.

Para o ensaio 1:

$2\,NO\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,NO_2\,(g)$

$$\frac{V_{NO}}{2} = \frac{V_{O_2}}{1} = \frac{V_{NO_2}}{2} = V_{reação}$$

$$V_{reação} = \frac{V_{NO}}{2} = \frac{2{,}5 \cdot 10^{-5}}{2} = 1{,}25 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

16. d

De acordo com a tabela fornecida no enunciado, a partir das experiências 1 e 2, percebe-se que a concentração de B é mantida constante (5 mol/L): a concentração de A dobra e, consequentemente, a velocidade quadruplica, isto significa que o expoente de A é 2 ($2^2 = 4$).

A partir da análise das experiências 2 e 3, percebe-se que a concentração de A permanece constante; a concentração de B dobra e a velocidade permanece constante, isto significa que o expoente de B é zero ($2^0 = 1$).

Conclusão: a equação da velocidade é dada por $V = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^0$ e a reação de ordem zero em relação à B.

17. c

O valor da constante de velocidade é diferente para o experimento 1, pois a temperatura é maior.

A partir da análise da tabela, vem:

Partindo-se do experimento 3 para 2, verifica-se que a concentração de A dobra e a velocidade também. Conclui-se que a ordem de A é 1.

Partindo-se do experimento 2 para 4, verifica-se que a concentração de B dobra e a velocidade também. Conclui-se que a ordem de B é 1.

Então, $V = k[A]^1[B]^1$.

A ordem global da reação é 2.

18. c

A partir dos elementos 1 e 2, a concentração de NO dobra e a velocidade quadruplica, logo o expoente é 2.

A partir dos elementos 1 e 3, a concentração de H_2 dobra e a velocidade também dobra, logo o expoente é 1.

Teremos $V = k[NO]^2[H_2]^1$.

19. 01 + 02 + 04 + 08 = 15.

[01] Correto. Essa lei de velocidade ($V = k[A_2][X_2]^2$), corresponde à reação elementar $A_2 + 2\,X_2 \Rightarrow 2\,AX_2$.

[02] Correto. Ao dobrarmos a concentração dos dois reagentes envolvidos na lei de velocidade, aquele que proporciona maior influência sobre a velocidade da reação é o X_2, pois está elevado ao quadrado.

[04] Correto. Essa lei de velocidade indica que a molecularidade da reação é indubitavelmente igual a 3.

[08] Correto. Trata-se de uma reação de ordem global igual a 3, ou seja, o expoente de A_2 mais o expoente de X_2 (1 + 2 = 3).

[16] Incorreto. Por ser uma reação elementar, ocorre em uma única etapa.

20. c

A partir da análise da tabela:

	Concentração inicial (mol/L)		Velocidade inicial ($mol \cdot L^{-1} \cdot s^1$)
Experimento	**ICℓ**	**H_2**	
1	1,5	1,5	$3{,}7 \cdot 10^{-7}$
2	3,0	1,5	$7{,}4 \cdot 10^{-7}$
3	3,0	4,5	$22 \cdot 10^{-7}$

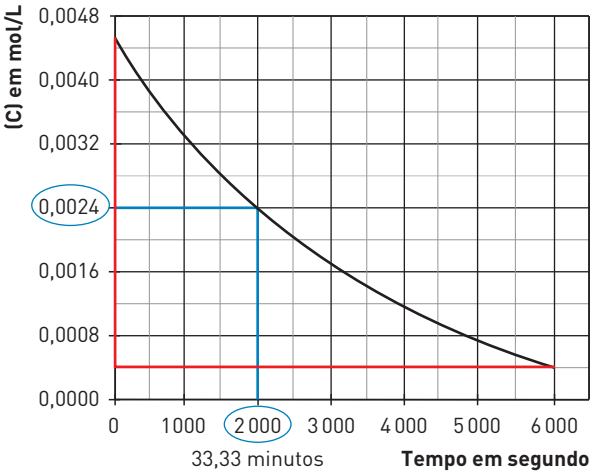
- Do experimento 1 para o 2, a concentração de H_2 é constante (1,5 mol/L), a concentração de ICℓ dobra de 1,5 mol/L para 3,0 mol/L e a velocidade também dobra de $3{,}7 \cdot 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^1$ para $7{,}4 \cdot 10^{-7}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^1$, consequentemente; o expoente associado ao ICℓ é 1.

- Do experimento 2 para o 3, a concentração de ICℓ é constante (3,0 mol/L), a concentração de H_2 triplica de 1,5 mol/L para 4,5 mol/L e a velocidade também triplica de $7,4 \cdot 10^{-7}$ mol · · $L^{-1} \cdot s^1$ para $22 \cdot 10^{-7}$ mol · $L^{-1} \cdot s^1$; consequentemente o expoente associado ao H_2 é 1.

De acordo com os dados obtidos experimentalmente, a lei da velocidade para essa reação é: $k[IC\ell]^1[H_2]^1$.

21. c

1. Verdadeira. Para o gráfico mostrado, a espécie colorida do corante tem papel de reagente, pois sua concentração decresce com o passar do tempo, enquanto a espécie incolor é o produto.
2. Verdadeira. O tempo de meia vida ($t_{1/2}$) da reação do clareamento apresentada é de aproximadamente 35 minutos, que se refere ao tempo necessário para a cor diminuir metade da sua coloração inicial.



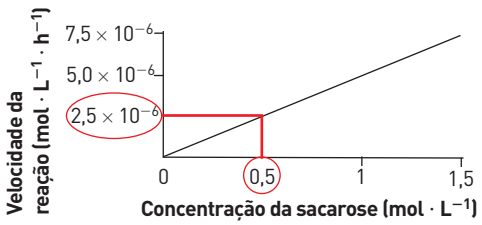
3. Falsa. De acordo com o monitoramento, verifica-se uma reação de cinética de primeira ordem, logo $V = k[C]^1$.
4. Verdadeira. Ao aumentar a concentração do corante, a velocidade da reação apresentada no gráfico acima aumenta, pois a concentração do reagente aumenta, no entanto isso não influencia sua constante de velocidade: $k = \frac{V}{[C]}$.

22. No processo de fabricação de açúcar invertido, a velocidade da reação foi medida em função da concentração de sacarose, uma vez que a concentração de água não afeta essa velocidade, então:

$$V = k[C_{22}H_{22}O_{11}]$$

$$k = \frac{V}{[C_{12}H_{22}O_{11}]}$$

A partir da análise do gráfico vem:



$$k = \frac{2,5 \cdot 10^{-6}\ mol \cdot L^{-1} \cdot h^{-1}}{0,5\ mol \cdot L^{-1}} = 5,0 \cdot 10^{-6}\ h^{-1}$$

O açúcar invertido é composto por uma mistura de glicose e frutose. O fator responsável pela menor temperatura de congelamento da solução aquosa de açúcar invertido é o maior número de partículas de soluto.

23.

a) Notações utilizadas na resolução:

$[Br_2]$ = concentração inicial de bromo (mol · L^{-1})

t = tempo decorrido até o aparecimento de cor (s)

v = velocidade da reação (mol · $L^1 \cdot s^{-1}$)

$$v = \frac{[Br_2]}{t}$$

Experimento 1:

$$v_1 = \frac{6,6 \cdot 10^{-3}}{132} = 5,0 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

Experimento 2:

$$v_2 = \frac{6,6 \cdot 10^{-3}}{66} = 1,0 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

Experimento 3:

$$v_3 = \frac{6,6 \cdot 10^{-3}}{66} = 1,0 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

Experimento 4:

$$v_4 = \frac{3,3 \cdot 10^{-3}}{66} = 5,0 \cdot 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

Experimento	Concentração inicial de acetona (mol · L^{-1})	Concentração inicial de H^+ (mol · L^{-1})	Concentração inicial de Br_2 (mol · L^{-1})	Tempo decorrido até o desaparecimento da cor (s)	Velocidade da reação (mol · L^{-1} · · s^{-1})
1	0,8	0,2	$6,6 \cdot 10^{-3}$	132	$5,0 \cdot 10^{-5}$
2	1,6	0,2	$6,6 \cdot 10^{-3}$	66	$1,0 \cdot 10^{-4}$
3	0,8	0,4	$6,6 \cdot 10^{-3}$	66	$1,0 \cdot 10^{-4}$
4	0,8	0,2	$3,3 \cdot 10^{-3}$	66	$5,0 \cdot 10^{-5}$

b) Sabemos que a velocidade é dada pela seguinte equação: $V = k[\text{cetona}]^a[H^+][Br_2]^c$. Utilizando os valores fornecidos na primeira e na quarta linha da tabela na fórmula, vem:

$5{,}0 \cdot 10^{-5} = k(0{,}8)^a(0{,}2)^b(6{,}6 \cdot 10^3)^c$ (I)

$5{,}0 \cdot 10^{-5} = k(0{,}8)^a(0{,}2)^b(3{,}3 \cdot 10^3)^c$ (IV)

Dividindo (I) por (IV), teremos:

$$\frac{5{,}0 \cdot 10^{-5}}{5{,}0 \cdot 10^{-5}} = \frac{\cancel{k(0{,}8)^a(0{,}2)^b}(6{,}6 \cdot 10^{-3})^c}{\cancel{k(0{,}8)^a(0{,}2)^b}(3{,}3 \cdot 10^{-3})^c}$$

$$1 = 2^c \cdot \frac{(3{,}3 \cdot 10^{-3})^c}{(3{,}3 \cdot 10^{-3})^c} \Rightarrow 1 = 2^c \Rightarrow 2^0 = 2^c \Rightarrow c = 0$$

Ou seja, $v = k[\text{cetona}]^a[H^+]^b[Br]^0$

$V = k[\text{cetona}]^a[H^+]^b$

A velocidade da reação não depende da concentração de Br_2 (bromo).

24. c

$v = 10$ u

V_{max} = velocidade máxima de reação

$K_m = 9 \cdot 10^3 \cdot$ milimol/L

$[S] = 10^3 \cdot$ milimol/L

Substituindo na equação:

$v = \dfrac{V_{max} \cdot [S]}{K_m + [S]}$, teremos: $10 \text{ u} = \dfrac{V_{max} \cdot 10^{-3}}{9 \cdot 10^{-3} + 10^{-3}}$

$$10 \text{ u} = \frac{V_{max} \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow V_{max} = 100 \text{ u}$$

25.

a) $2\,K\ell\,(aq) + K_2S_2O_8\,(aq) \rightarrow 2\,K_2SO_4 + I_2\,(s)$

b) Concentração da solução em estoque:

$[K\ell] = [K_2S_2O_8] = 4{,}0 \cdot 10^1$ mol/L

Volume da solução em estoque para se obter 1,0 L de solução de concentração $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L:

1,0 L ——— $4{,}0 \cdot 10^{-1}$ mol

x ——— $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol

$$x = \frac{1{,}0 \text{ L} \cdot 1{,}0 \cdot 10^{-2} \cancel{\text{mol}}}{4{,}0 \cdot 10^{-1} \cancel{\text{mol}}} = 0{,}025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$$

Volume da solução em estoque para se obter 1,0 L de solução de concentração $2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L:

1,0 L ——— $4{,}0 \cdot 10^{-1}$ mol

x ——— $2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol

$$x = \frac{1{,}0 \text{ L} \cdot 2{,}0 \cdot 10^{-2} \cancel{\text{mol}}}{4{,}0 \cdot 10^{-1} \cancel{\text{mol}}} = 0{,}050 \text{ L} = 50 \text{ mL}$$

Para as concentrações desejadas, os volumes serão:

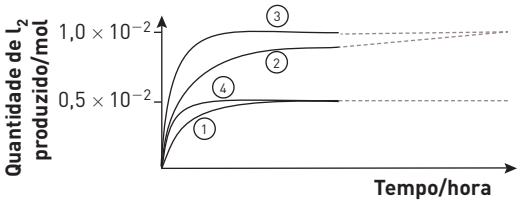
Experiência	Volume (mL) de solução – estoque de iodeto de potássio	Volume (mL) de solução – estoque de persulfato de potássio	Volume (mL) de água
1	25	25	950
2	50	25	925
3	50	50	900
4	25	25	950

O volume de água é o necessário para completar 1 L de solução.

c) A maior quantidade de produto (I_2) será obtida ao se utilizarem as maiores concentrações dos reagentes, o que ocorre nos experimentos 2 e 3. Do ponto de vista cinético, o experimento 3 ocorre com maior velocidade do que o 2, pois as concentrações dos reagentes são maiores. Nos experimentos 1 e 4, teremos uma mesma quantidade de I_2 produzido, porém em quantidades menores do que as formadas nos experimentos 2 e 3.

Do ponto de vista cinético, o experimento 4 ocorre com maior velocidade, já que nele a temperatura é maior do que em 1.

No diagrama (gráfico), temos:



26.

a) H_2O_2: um; H^+: um; Br^-: um.

b) A velocidade aumenta nos dois casos.

$$V = A \cdot e^{\frac{E_a}{RT}} \cdot [\text{reagentes}]$$

$$V = \frac{A}{e^{\frac{E_a}{RT}}} \cdot [\text{reagentes}]$$

$T \uparrow V \uparrow, E_a \downarrow V \uparrow$

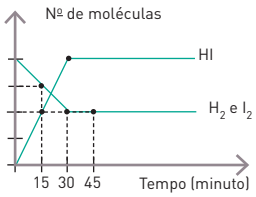
UNIDADE 7

CAPÍTULO 27

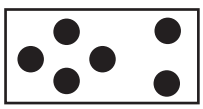
p. 482 Exercícios fundamentais

1. 30 minutos.

2. $K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$



3.



4. III

5.

I. $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$

II. $K_c = \frac{[PC\ell_3] \cdot [C\ell_2]}{[PC\ell_5]}$

III. $K_c = \frac{[\text{éster}] \cdot [\text{água}]}{[\text{ácido}] \cdot [\text{álcool}]}$

IV. $K_c = \frac{[H_2O]^2 \cdot [C\ell]^2}{[HC\ell]^4 \cdot [O_2]}$

V. $K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$

VI. $K_c = \frac{[Mg^{2+}] \cdot [H_2]}{[H^+]^2}$

Homogêneos: I, II, III e IV. Heterogêneos: V e VI.

6. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$

7.

a) $K_C = \frac{[N_2] \cdot [H_2]^3}{[NH_3]^2}$ $K_P = \frac{[P_{N_2}] \cdot [P_{H_2}]^3}{[P_{NH_3}]^2}$, homogêneo

b) $K_C = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$ $K_P = \frac{[P_{H_2}]^4}{[P_{H_2O}]^4}$, heterogêneo

c) $K_C = [O_2]$ $K_P = P_{O_2}$, heterogêneo

8. $K_{C_I} = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2}$ $K_{C_{II}} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$, logo, $K_{C_I} = \frac{1}{K_{C_{II}}}$

p. 483 Testando seu conhecimento

1. d

No início do processo, a velocidade da reação direta (V_1) é alta por causa da maior concentração dos "reagentes", enquanto a velocidade da reação inversa (V_2) é baixa ou nula, em razão da pouca concentração dos "produtos".

Durante o desenvolver do equilíbrio, a concentração dos "reagentes" diminui, diminuindo a velocidade da reação direta, enquanto a concentração dos "produtos" aumenta, aumentando a velocidade da reação inversa.

No momento em que as velocidades se igualam, é atingido o equilíbrio e a concentração das substâncias passa a ser constante, uma vez que são formadas e consumidas com a mesma velocidade.

2. e

Uma vez atingido o equilíbrio, devemos encontrar na fase gasosa as três substâncias, N_2, H_2 e NH_3, dentro ou não da proporção estequiométrica.

3.

0-0) Falso. Atingido o equilíbrio, as concentrações de todas as substâncias passam a ser constantes.

1-1) Verdadeiro. Todas as substâncias são formadas e consumidas com a mesma velocidade e por isso suas concentrações são constantes.

2-2) Verdadeiro. O equilíbrio é atingido quando a velocidade da reação direta se iguala à velocidade da reação inversa.

3-3) Verdadeiro.

4-4) Falso. No equilíbrio, as reações direta e inversa continuam ocorrendo com a mesma velocidade.

4. a

$K_C = \frac{[CH_4] \cdot [H_2S]^2}{[CS_2][H_2]^4}$

5. d

$K_C = \frac{[SO_3]}{[SO_2][O_2]^{\frac{1}{2}}}$

6. a

$K_C = \frac{[NO_2] \cdot [O_2]}{[NO_2]}$ $\frac{\rightarrow \text{direita}}{\rightarrow \text{esquerda}}$

A expressão é: $2\,NO_2 \rightleftarrows 2\,NO + O_2$

7. c

$K_P = \frac{(P_{NH_3})^2}{P_{N_2} \cdot (P_{H_2})^3}$

8. b

A expressão da constante de equilíbrio em função da pressão (K_p) é escrita considerando apenas as substâncias no estado gasoso.

$K_P = P_{CO_2}$

p. 485 Aprofundando seu conhecimento

1. d

O equilíbrio térmico é atingido quando a velocidade da reação direta (3) se iguala à velocidade da reação inversa (4). Isso ocorre no instante t_2.

A partir desse instante, a concentração dos "reagentes" (representada em 2) e a dos produtos (representada em 1) passam a ser constantes.

2. d

Atingido o equilíbrio químico, todas as substâncias (H_2, I_2 e HI) devem ser encontradas. Por serem gases, se difundirão por todo o espaço disponível, ocupando os dois recipientes.

3. a

O equilíbrio é atingido em t_3, quando a velocidade da reação direta se iguala à velocidade da reação inversa. Nesse instante, as concentrações das substâncias passam a ser constantes.

A reação que ocorre é:

$$PC\ell_5\ (g) \rightleftarrows PC\ell_3\ (g) + C\ell_2\ (g)$$

Como cada molécula de $PC\ell_5$ (g) forma outras duas moléculas no estado gasoso ($PC\ell_3$ e $C\ell_2$), a quantidade de gás aumenta e, consequentemente, a pressão total.

4. Equações que podem expressar a constante de equilíbrio:

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} \text{ ou } K_P = \frac{p^2_{SO_3}}{p^2_{SO_2} \cdot p_{O_2}}$$

Estequiometria da reação:

$$SO_3\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2SO_4\ (g)$$

80 g — 98 g

1 000 g — $m_{H_2SO_4}$

$$m_{H_2SO_4} = 1\,225 \text{ g}$$

5. e

$$K = \frac{1}{[O_2]^3} \begin{matrix} \rightarrow \text{direita} \\ \rightarrow \text{esquerda} \end{matrix}$$

O gás oxigênio encontra-se no membro da esquerda da equação e seu coeficiente estequiométrico é 3. Se houve alguma outra substância neste membro, ela se encontra no estado sólido, e não deve estar relacionada na expressão da constante de equilíbrio.

O membro da direita da equação só apresenta substâncias sólidas, pois não há nenhuma substância relacionada na expressão de K_C.

6. a

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n}$$

Para que $K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n} = 1 \therefore \Delta n = 0$

Ou seja, o número de mol de espécie gasosa nos dois membros da equação deve ser o mesmo.

$$\underbrace{CO_2\ (g) + H_2\ (g)}_{2\text{mol}} \rightleftarrows \underbrace{CO\ (g) + H_2O\ (g)}_{2\text{mol}}$$

$$\Delta n = 2 - 2 = 0$$

7. a

$$K_P = K_C\ (RT)^{\Delta n} \quad \underbrace{2\ NO_2\ (g)}_{2\text{mol}} \rightleftarrows \underbrace{N_2O_4\ (g)}_{1\text{mol}}$$

$$\Delta n = 1\text{ mol} - 2\text{ mol} = -1\text{ mol}$$

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{-1} \Rightarrow K_P \cdot RT = K_C \Rightarrow \frac{K_C}{K_C} = RT$$

p. 494 Exercícios fundamentais

1. $K_I = \dfrac{[C_2H_4C\ell_2]}{[C_2H_4][C\ell_2]}$

2. $K_I = \dfrac{[C_2H_4C\ell_2]}{[C_2H_4][C\ell_2]} = \dfrac{8\text{ mol}\cdot L^{-1}}{2\text{ mol}\ L^{-1}\cdot 2\text{ mol}\ L^{-1}} = 2$

3. $K_{II} = \dfrac{6\text{ mol}\cdot L^{-1}}{4\text{ mol}\ L^{-1}\cdot 4\text{ mol}\ L^{-1}} = 0{,}375$

4. $K_{III} = \dfrac{3\text{ mol}\cdot L^{-1}}{6\text{ mol}\ L^{-1}\cdot 7\text{ mol}\ L^{-1}} = 0{,}071$

5. $K_{III} < K_{II} < K_I$

6. Cloração.

7. x = 0,39 mol; y = 0,11 mol; z = 0,78 mol.

8. $K_C = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \dfrac{(0{,}78)^2}{(0{,}11)\cdot(0{,}11)} = 50{,}3$

9. x = zero; y = 0,06 mol; z = 1,44 mol.

10. $[N_2O_4] = \dfrac{1{,}44}{2} = 0{,}72\ \dfrac{\text{mol}}{L}$; $[NO_2] = \dfrac{0{,}12}{2} = 0{,}06\ \dfrac{\text{mol}}{L}$

$$\therefore K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0{,}005$$

11. $\alpha = \dfrac{0{,}4}{1} = 0{,}04$ ou 40%

12. $K_C = \dfrac{[CO_2]^2[O_2]}{[CO_2]^2} = \dfrac{[0{,}4]^2[0{,}2]}{[0{,}6]^2} = 0{,}089$

13. 2

14. $Q_{C_I} = \dfrac{[SO_2]^2_{inic}\cdot[O_2]_{inic}}{[SO_3]^2_{inic}} = \dfrac{10^2\cdot 5}{10^2} = 5$

$$Q_{C_{II}} = \frac{[SO_2]^2_{inic}\cdot[O_2]_{inic}}{[SO_3]^2_{inic}} = \frac{5^2\cdot 10}{5^2} = 10$$

$$Q_{C_{III}} = \frac{[SO_2]^2_{inic}\cdot[O_2]_{inic}}{[SO_3]^2_{inic}} = \frac{10^2\cdot 5}{20^2} = 1{,}25$$

15. I

16. I. Permanecem inalteradas. II. O_2 diminui, SO_2 diminui e SO_3 aumenta. III. O_2 aumenta, SO_4 aumenta e SO_3 diminui.

p. 496 Testando seu conhecimento

1. b

A constante de equilíbrio é calculada utilizando a concentração das substâncias quando o equilíbrio é atingido.

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{[0{,}090]^2}{[0{,}030]} = 0{,}27$$

2. e

A constante de equilíbrio é calculada utilizando a concentração das substâncias quando o equilíbrio é atingido.

$$K_C = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{8\cdot 8}{2\cdot 2} = 16$$

3. d

$$K_P = \frac{P_{PC\ell_3}\cdot P_{PC\ell_2}}{P_{PC\ell_5}} = \frac{0{,}30\cdot 0{,}10}{0{,}15} = 0{,}20$$

4. $[PC\ell_3] = \frac{0,600\ mol}{3,00\ L} = 0,200\ mol/L$

$[C\ell_2] = \frac{0,0120\ mol}{3,00\ L} = 0,004\ mol/L$

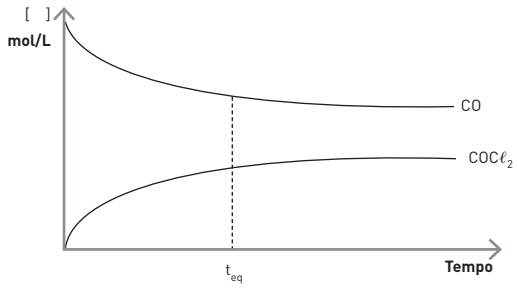
$[PC\ell_5] = \frac{0,120\ mol}{3,00\ L} = 0,040\ mol/L$

$K_C = \frac{[PC\ell_5]}{[PC\ell_3]\cdot[C\ell_2]} = \frac{0,040}{0,200\cdot0,004} = 50$

5.

a) $K_C = \frac{[COC\ell_2]}{[CO]\cdot[C\ell_2]}$

b) Atingindo o equilíbrio, a concentração das substâncias permanece constante.



c) $K_{eq} = \frac{[B][C]}{[A]^2} = \frac{0,2\cdot0,8}{(0,1)^2} = 16$

6. b

$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 160$

$\frac{(2\cdot10^{-3})^2}{[H_2](1\cdot10^{-3})} = 160 \therefore [H_2] = 2,5\cdot10^{-5}\ mol\cdot L^{-1}$

7. e

Conforme os dados do enunciado:

	N_2 (g) +	3 H_2 (g) ⇄	2 NH_3 (g)
início	1 mol	3 mol	0 mol
reação	gasta x	gasta 3x	forma 2x
equilíbrio	1 − x	3 − 3x	0 + 2x

A quantidade de NH_3 obtida é 0,08 mol.

Assim, 0,08 mol = 2x ∴ x = 0,04 mol.

$n_{N_2} = 1 - 0,04 = 0,96\ mol \quad n_{H_2} = 3 - 3\cdot0,04 = 2,88\ mol$

8. d

$P_{total} = P_{H_2} + P_{N_2} + P_{NH_3}$

$2,80\ atm = 0,400 + 0,800 + P_{NH_3} \therefore P_{NH_3} = 1,60\ atm$

$K_P = \frac{P_{NH_3^2}}{P_{H_3^2}\cdot P_{N_2}} = \frac{(1,60)^2}{(0,400)^3(0,800)} = 50$

9.

a) $K_C = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2}$

b)

	CO (g) + 2 H_2 (g) ⇄		CH_3OH (g)
início	1,75 mol/L	0,80 mol/L	0,65 mol/L
reação	gasta x	gasta 2x	forma x
equilíbrio	1,60 mol/L	y	z

A quantidade de CO que reage é:

$1,75\ mol/L - x = 1,60\ mol/L \therefore x = 0,15\ mol/L$

Quantidade de H_2 no equilíbrio:

$0,80\ mol/L - 2\ (0,15\ mol/L) = y \therefore y = 0,50\ mol/L$

Quantidade de CH_3OH no equilíbrio:

$0,65\ mol/L + 0,15\ mol/L = z \therefore z = 0,80\ mol/L$

$K_C = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2} = \frac{0,80}{1,60\cdot(0,50)^2} = 2$

10. b

$H_2O + D_2O \rightleftarrows 2\ HDO \quad K_C = \frac{[HDO]^2}{[H_2O]\cdot[D_2O]}$

Para o estado I, temos, de acordo com o gráfico fornecido, as seguintes quantidades de mol:

$n(H_2O) = 0,9\ mol$

$n(D_2O) = 0,1\ mol$

$n(HDO) = 0,6\ mol$

Para um sistema de volume V (em litros), temos:

$[H_2O] = \frac{0,9}{V} mol\cdot L^{-1}$

$[D_2O] = \frac{0,1}{V} mol\cdot L^{-1}$

$[HDO] = \frac{0,6}{V} mol\cdot L^{-1}$

Assim, a constante de equilíbrio para o estado I será:

$K_C = \frac{[HDO]^2}{[H_2O]\cdot[D_2O]} = \frac{\left(\frac{0,6}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,9}{V}\right)\cdot\left(\frac{0,1}{V}\right)} = \frac{0,36}{0,09} = 4$

Como o único fator que altera a constante de equilíbrio (K_C) é a temperatura e esta permaneceu constante, podemos concluir que o valor de K_C, após o estabelecimento do equilíbrio no estado II, será igual à do estado I, isto é, 4.

11. Conforme os dados do enunciado:

	CO (g) + 2 H_2 (g) ⇄		CH_3OH (g)
início	4 mol	4 mol	0 mol
reação	gasta x	gasta 2x	forma x
equilíbrio	4 − x	4 − 2x	x

No equilíbrio tem-se 1 mol de CH_3OH, portanto x = 1 mol.

$[CO] = \frac{(4-1)\ mol}{2\ L} = 1,5\ mol/L$

$[H_2] = \frac{(4-2\cdot1)\ mol}{2\ L} = 1\ mol/L$

$[CH_3OH] = \frac{1\ mol}{2\ L} = 0,5\ mol/L$

$K_C = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2} = \frac{0,5}{1,5\cdot(1)^2} = 0,33$

12. d

Conforme os dados do enunciado:

	$2\,SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2\,SO_3$		
início	6 mol/L	5 mol/L	0 mol/L
reação	gasta 2x	gasta x	forma 2x
equilíbrio	(6 − 2x) mol/L	(5 − x) mol/L	2x mol/L

O mínimo de mol de trióxido de enxofre, no recipiente de 1 L, é 4 mol. Assim:

$2x = 4\ mol \therefore x = 2\ mol$

$[SO_2] = 6 - 2 \cdot 2 = 2\ mol/L$

$[O_2] = 5 - 2 = 3\ mol/L$

$[SO_3] = 4\ mol/L$

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{(4)^2}{(2)^2(3)} = 1{,}33$$

13.

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = 0{,}2$$

Reação inversa:

$2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2\,HI\,(g)$

$$K_{C\ inversa} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{1}{K_C} = \frac{1}{0{,}02} = 50$$

14. d

$$NO_2 \rightleftarrows NO + \frac{1}{2}O_2$$

$$K_C = \frac{[NO][O_2]^{\frac{1}{2}}}{[NO_2]^2} = 8$$

I. $2\,NO_2 \rightleftarrows 2\,NO + O_2$

$$K_C = \frac{[NO]^2[O_2]^2}{[NO_2]^2} = (K_C)^2 = (8)^2 = 64$$

15. b

Para cada amostra calculamos o quociente de equilíbrio. O sistema está em equilíbrio se $Q_C = K_C$.

$$Q_C = \frac{[\text{etanoato de etila}][\text{água}]}{[\text{etanoico}][\text{etanol}]}$$

w) $\frac{0{,}08 \cdot 0{,}02}{0{,}04 \cdot 0{,}01} = 4$

x) $\frac{0{,}06 \cdot 0{,}01}{0{,}01 \cdot 0{,}05} = 1{,}2$

y) $\frac{0{,}04 \cdot 0{,}04}{0{,}04 \cdot 0{,}01} = 4$

z) $\frac{0{,}04 \cdot 0{,}02}{0{,}01 \cdot 0{,}02} = 4$

p. 499 Aprofundando seu conhecimento

1. d

No equilíbrio temos:

$$[\text{Glicose}] = \frac{12\ mol}{3{,}0\ L} = \frac{12}{3}\ mol/L$$

$$[\text{Frutose}] = \frac{10\ mol}{3{,}0\ L} = \frac{10}{3}\ mol/L$$

$$K_C = \frac{[\text{Glicose}]}{[\text{Frutose}]} = \frac{\frac{12}{3}}{\frac{10}{3}} = 1{,}2$$

2. b

A expressão da constante de equilíbrio é: $K = \frac{[CH_3OH]}{[CO] \cdot [H^2]^2}$

Logo: $[H_2] = \sqrt{\frac{[CH_3OH]}{[CO] \cdot [K]}}$

Substituindo os valores dados, teremos:

$$[H_2] = \sqrt{\frac{0{,}145}{1 \cdot 1{,}45}} = 0{,}1\ mol/L$$

3. e

Teremos

$N_2\,(g) + O_2 \rightleftarrows 2NO\,(g)$

$0{,}1\ mol \cdot L^{-1}$ $0{,}1\ mol \cdot L^{-1}$ [NO]

$$K_{eq} = \frac{[NO]^2}{[N_2]^1 \cdot [O_2]^1}$$

$$4{,}0 \cdot 10^{-20} = \frac{[NO]^2}{0{,}1 \cdot 0{,}1} \Rightarrow [NO] = \sqrt{4{,}0 \cdot 10^{-20} \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-1}}$$

$[NO] = 2{,}0 \cdot 10^{-11}\ mol/L$

4. c

Teremos:

$2\,AB \rightleftarrows A_2 + B_2$

1,2 mol 0 0 (início)

Gasta Forma Forma

$-2 \cdot 0{,}45\ mol$ —— $0{,}45\ mol$ —— $0{,}45\ mol$ (durante)

$0{,}3\ mol$ —— $0{,}45\ mol$ —— $0{,}45\ mol$ (equilíbrio)

$1{,}2\ mol$ —— 100%

$0{,}9\ mol$ —— $p \Rightarrow p = 75\%$

5. e

$$[N_2] = \frac{2}{10} = 0{,}2\ mol/L$$

$$[NH_3] = \frac{5}{10} = 0{,}5\ mol/L$$

$1\,N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g)$

0,20 M 0,50 M 0 (início)

$-x$ $-3x$ $+0{,}3$ M (durante)

$(0{,}2 - x)$ $(0{,}5 - 3x)$ 0,3 M (equilíbrio)

Então:

$1\,N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g)$

0,20 M 0,50 M 0 (início)

$-0{,}15$ M $-0{,}45$ M $+0{,}3$ M (durante)

0,05 M 0,05 M 0,3 M (equilíbrio)

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

$$K = \frac{(0{,}3)^2}{(0{,}05)(0{,}05)^3} = 14\,400 = 1{,}44 \cdot 10^4$$

6. e

$$CH_3CH_2CH_2CH_3\ (g) \rightleftarrows (CH_3)CHCH_3\ (g)$$

início	70,0 g	0
durante	−m	+m
equilíbrio	(70,0 − m)	m

$M_{CH_3CH_2CH_2CH_3} = M_{(CH_3)CHCH_3} = M$

$$[CH_3CH_2CH_2CH_3\,(g)] = \frac{70,0-m}{M\cdot V}$$

$$[(CH_3)CHCH_3\,(g)] = \frac{m}{M\cdot V}$$

A constante de equilíbrio é dada por:

$$K_C = \frac{[(CH_3)CHCH_3\,(g)]}{[CH_3CH_2CH_2CH_3\,(g)]} = \frac{\frac{m}{M\cdot V}}{\frac{70,0-m}{M\cdot V}} = \frac{m}{70,0-m}$$

$$K_C = \frac{m}{70,0-m} \Rightarrow 2,5 = \frac{m}{70,0-m} \Rightarrow m = 50,0\ g$$

7. Em 1 L:

$n_{N_2O} = 0,22$ mol

$n_{O_2} = 0,055$ mol

$n_{NO_2} = 0,02$ mol

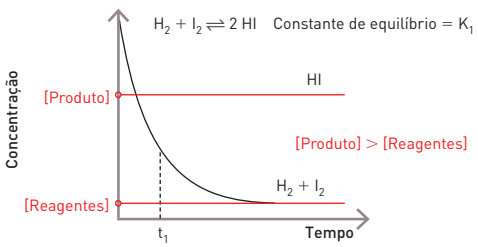
$3\,NO_2$	+ $3\,O_2$	$\rightleftarrows$ $4\,NO_2$	
0,02 mol	0,055 mol	0 mol	(início)
−0,0165 mol	−0,0165 mol	+0,022 mol	(durante)
0,0035 mol	0,0385 mol	0,022 mol	(equilíbrio)

Restarão 0,0385 mol de oxigênio no sistema.
Multiplicando por 10^4:

$0,0385\cdot10^{-4} = 385$ mol/L

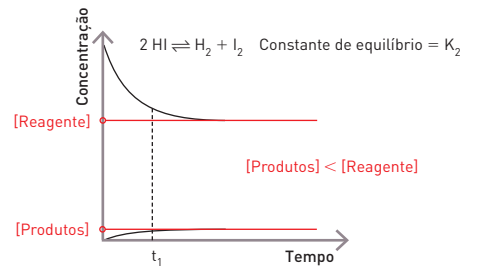
8. e

Experimento A



$$K_1 = \frac{[Produto]}{[Reagentes]} > 1$$

Experimento B



$$K_2 = \frac{[Produtos]}{[Reagente]} < 1$$

A pressão total se mantém constante durante o experimento, pois a pressão parcial é proporcional à concentração dos componentes gasosos.

No experimento B, teremos em t_1:

$[HI] > [H_2] = [I_2]$

No experimento A, a velocidade de formação de HI é constante com o passar do tempo.

No experimento B, a quantidade de matéria de HI diminui até que o equilíbrio seja atingido.

9. a

$$K = \frac{[HmCO][O_2]}{[HmO_2][CO]} = 210$$

$$\frac{[HmCO]\cdot8,8\cdot10^{-3}}{[HmO_2]\cdot2,2\cdot10^{-6}} = 210 \Rightarrow \frac{[HmCO]}{[HmO_2]} = 5,25\cdot10^{-2}$$

10. Corretas: b, d, e, f.

Em II. $Q_C = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{(2\cdot10^{-3})^2}{(2\cdot10^{-3})(2\cdot10^{-3})} = 1 < K_C$

Para que o sistema atinja o equilíbrio, a concentração de NO irá diminuir e as concentrações de N_2 e O_2 irão aumentar.
No equilíbrio, predominarão N_2 e O_2.

Corretas: b, d, f.

Em I. $Q_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(2,0\cdot10^{-3})^2}{(2\cdot10^{-3})(2\cdot10^{-3})} = 1 < K_C$

Para que o sistema atinja o equilíbrio, a concentração de HI irá aumentar e as concentrações de H_2 e I_2 irão diminuir.
No equilíbrio, a espécie predominante será o HI ($K_C > 1$).

11.

a) Não.

Exp. A	H_2 mol/L +	I_2 mol/L $\rightleftarrows$	2 HI mol/L
início	0,10	0,10	0
reage(m)/ forma(m)	x	x	2x
equilíbrio	0,10 − x	0,10 − x	2x

$$64 = \frac{(2x)^2}{(0,10-x)^2} \Rightarrow 8 = \frac{2x}{0,10-x} \Rightarrow x = 0,08$$

$[H_2] = [I_2] = 0,10 - 0,08 = 0,02$

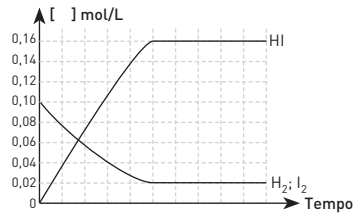
Exp. B	2 HI mol/L $\rightleftarrows$	H_2 mol/L +	I_2 mol/L
início	0,20	0	0
reage(m)/ forma(m)	2y	y	y
equilíbrio	0,20 − 2y	y	y

$$K_C = \frac{1}{64} = \frac{y^2}{(0,20-y)^2} \Rightarrow \frac{y}{0,20-y} = \frac{1}{8} \Rightarrow y = 0,02$$

$[H_2] = [I_2] = 0,02$

A cor do sistema é dada pelo I_2. Como $[I_2]$ nos dois experimentos é igual, não é possível distinguir os dois recipientes pela cor.

b)



$[H_2] = [I_2] = 0{,}02$ mol/L e $[HI] = 0{,}16$ mol/L

12. a

A pressão parcial de um gás em uma mistura gasosa pode ser calculada pela expressão:

$P_A = x_A \cdot P$

Em que: P_A = pressão parcial de um gás A
X_A = fração molar do gás A
P = pressão total
Para o equilíbrio:

$2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,SO_3\,(g) \quad K_P = 4{,}0 \cdot 10^4$

$$K_P = \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2 \cdot P_{O_2}}$$

$$K_P = \frac{(X_{SO_3})^2 \cdot \cancel{P^2}}{(X_{SO_2})^2 \cancel{P^2} \cdot X_{O_2} \cdot P}$$

$$K_P = \boxed{\frac{(X_{SO_3})^2}{(X_{SO_2})^2 \cdot X_{O_2}}} \cdot P$$

$$P = \frac{6{,}0 \cdot 10^4}{4{,}0 \cdot 10^4}$$

$P = 1{,}5$

13.

$$K_C = \frac{[HI]}{[H_2][I_2]} = 55$$

$$K_P = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2} \cdot P_{I_2}}$$

$K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$

$K_P = 55 \cdot (0{,}082 \cdot 298)^{2-2}$

$K_P = 55$

14. c

$$K_P = \frac{P_{NO}^2}{P_{N_2} \cdot P_{O_2}} = \frac{(0{,}1)^2}{0{,}2 \cdot 0{,}01} = 5$$

15. e

$NH_2COONH_4\,(s) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g) + CO_2\,(g)$

No equilíbrio, as pressões parciais são proporcionais ao número de mol, nas mesmas condições.

Como o número de mol de NH_3 é o dobro do número de mol do CO_2, temos:

$P_{NH_3} = 2 \cdot P_{CO_2}$

Considerando que:

$P_{CO_2} = x$

$P_{NH_3} = 2x$

No equilíbrio, a pressão total P é a soma das pressões parciais.

Assim:

$P = P_{NH_3} + 2 \cdot P_{CO_2}$

$P = 2x + x$

$P = 3x$

Na expressão do K_P, temos:

$K_P = (P_{NH_3})^2 \cdot (P_{CO_2})$

$K_P = (2x)^2 \cdot x$

$K_P = 4x^3$

Sendo $x = \frac{P}{3}$, substituindo na expressão do K_P, temos:

$K_P = 4\left(\frac{P}{3}\right)^3$

$K_P = \frac{4P^3}{27}$

16. b

Mistura 1:

$$Q_C = \frac{[C_{10}H_{12}]}{[C_6H_6]^2} = \frac{0{,}75}{[0{,}5]^2} = 3 = K_C$$

O sistema está em equilíbrio.

Mistura 2:

$$Q_C = \frac{[C_{10}H_{12}]}{[C_5H_6]^2} = \frac{2{,}50}{[1{,}0]^2} = 2{,}5 < K_C$$

Para que o equilíbrio seja atingido, a concentração de $C_{10}H_{12}$ deve aumentar e a concentração de C_5H_6 diminuir, deslocando a reação no sentido de formação do dímero.

17. d

Determina-se o Q_C para descobrir qual reação predomina até que seja estabelecido o equilíbrio.

$$Q_C = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{2 \cdot 2}{1 \cdot 1} = 4 < K_C$$

Para alcançar o equilíbrio, as concentrações de CO e H_2 irão aumentar e as concentrações de CO e H_2O irão diminuir, predominando a reação no sentido direto.

	$CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2$			
início	1 mol/L	1 mol/L	2 mol/L	2 mol/L
reação	gasta x	gasta x	forma x	forma x
equilíbrio	1 − x mol/L	1 − x mol/L	2 + x mol/L	2 + x mol/L

$$K_C = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{(2+x)(2+x)}{(1-x)(1-x)} = 25$$

$$\frac{(2+x)^2}{(1-x)^2} = 5^2 \Rightarrow 2 + x = 5 - 5x$$

$$x = \frac{1}{2}$$

$$[CO] = 1 - x = 1 - \frac{1}{2} = 0{,}5 \text{ mol/L}$$

$$[CO]^2 = 2 + x - x = 2 + \frac{1}{2} = 2{,}5 \text{ mol/L}$$

18. Correto: b; incorretos: a, c.

a) Incorreto. Quanto maior o valor de K_C, maior a tendência de reação direta. Assim, o gás com maior tendência de reagir com o H_2 é o cloro.

b) Correto.

c) Incorreto:

$$K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2]\,[Br_2]}$$

19.

a) $CH_4\,(g) + H_2O\,(v) \rightleftarrows CO(g) + 3H_2\,(g)$

b) $K_1 = \dfrac{(P_{CO})\,(P_{H_2})^3}{(P_{CH_4})\,(P_{H_2O})} = 1{,}2 \cdot 10^{-3}$ atm^2 a 450 °C, de acordo com o gráfico.

O quociente $\dfrac{(P_{CO})(P_{H_2})^3}{(P_{CH_4})(P_{H_2O})}$ no experimento

$$Q_1 = \frac{(0{,}40)(0{,}30)^3}{(1{,}00)(9{,}00)} = 1{,}2 \cdot 10^{-3}\ \text{atm}^2$$

Como o K_1 é igual a Q_1, o sistema está em equilíbrio.

c) Nos equilíbrios químicos cuja reação direta é exotérmica, uma diminuição da temperatura favorece a reação direta e consequentemente um aumento da constante de equilíbrio – no caso, o K_2 (síntese da amônia).

CAPÍTULO 28

p. 513 Exercícios fundamentais

1. IV.
No equilíbrio químico devemos encontrar todas as substâncias (A e A_2).
A adição da substância A provoca um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita e aumentando a quantidade de A_2.

2.

a) Aumentando a concentração de $PC\ell_5$, ocorre um aumento da velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

$\rightarrow$

b) Aumentando a concentração de $PC\ell_3$, ocorre um aumento da velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

$\leftarrow$

c) A diminuição da concentração de $C\ell_2$ provoca diminuição da velocidade da reação inversa. Como a velocidade da reação direta é maior, o equilíbrio é deslocado para a direita.

$\rightarrow$

d) A diminuição da concentração de $PC\ell_5$ provoca diminuição da velocidade da reação direta. Como a velocidade da reação inversa é maior, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

3.

a) O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético e sua adição provoca um aumento na concentração de H^+. Com isso, ocorre um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

b) A adição de NaOH provoca uma diminuição na concentração de H^+ devido à reação de neutralização:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

Com isso, ocorre uma diminuição na velocidade da reação direta.

A maior velocidade da reação inversa provoca, então, o deslocamento do equilíbrio para a esquerda.

4.

I. $CaCO_3\,(s) \rightleftarrows CaO\,(s) + CO_2\,(g)$

II. $K_C = [CO_2]$

As substâncias sólidas apresentam concentração constante e não são incluídas na expressão de K_C.

III. Como são reagentes sólidos, suas concentrações não são alteradas e o equilíbrio não se desloca.

IV. Em A, a pressão de CO_2 é nula devido à ausência desse gás. Em B e em C, a quantidade de CO_2 é a mesma, e suas pressões parciais são idênticas.

5. A reação envolvida neste equilíbrio é:
$CaCO_3\,(s) \rightleftarrows CaO\,(s) + CO_2\,(g)$

O aumento na concentração de CO_2 aumenta a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

6. Não, o valor da constante de equilíbrio só é alterado por mudanças na temperatura.

7. Com o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, ocorre uma diminuição na massa de CaO, pois o óxido reage com CO_2 formando mais $CaCO_3$ (que tem sua massa aumentada).
As concentrações de CaO e $CaCO_3$ permanecem constantes.

8. Não, pois esse reagente é sólido e sua concentração não se altera.

9. $A_2 + 2\,B \rightleftarrows 2\,AB$

$\underbrace{1\ \text{mol} \quad 2\ \text{mol}}_{3\ \text{mol}} \qquad 2\ \text{mol}$

Ao aumentarmos a pressão, o equilíbrio se desloca para o lado com menor quantidade de gás e menor número de mols, diminuindo a pressão. Nesse caso, o aumento da pressão desloca o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de AB e diminuindo as concentrações de A_2 e B.

10.

a) $K_C = \dfrac{[AB]}{[A][B]}$

b) O aumento da temperatura sempre favorece a reação endotérmica.

Nesse caso, o aumento da temperatura sempre favorece a reação inversa, pois as quantidades de A e B aumentaram. Assim, a reação inversa é endotérmica e a *reação direta é exotérmica*.

c) Como a reação direta é exotérmica, o aumento da temperatura provoca uma *diminuição de* K_C.

11. No equilíbrio, todas as espécies estão presentes:

$[Co(H_2O)_6]^{2+}$, $C\ell^-$, $CoC\ell_4^{2-}$ e H_2O.

Como a solução é azul, a concentração de $CoC\ell_4^{2-}$ é maior que a concentração de $[Co(H_2O)_6]^{2+}$.

12. No equilíbrio, todas as espécies estão presentes:

$[Co(H_2O)_6]^{2+}$, $C\ell^-$, $CoC\ell_4^{2-}$ e H_2O.

Como a solução é rósea, a concentração de $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ é maior que a concentração de $CoC\ell_4^{2-}$.

13. $K_C = \dfrac{CoC\ell_4^{2-}}{\left[[Co(H_2O)_6]^{2+}\right][C\ell^-]^4}$

A água é solvente nessa reação e sua concentração é constante, não sendo considerada na expressão da constante de equilíbrio.

14. K_C maior na temperatura ambiente, pois a reação direta é endotérmica e favorece a formação de $CoC\ell_4^{2-}$.

15. Endotérmica.

16.

a) O aumento na concentração de CO aumenta a velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

$\rightarrow$

b) O aumento na concentração de H_3COH aumenta a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

$\leftarrow$

c) A diminuição na concentração de H_2 provoca a diminuição da velocidade da reação direta. A maior velocidade da reação inversa desloca o equilíbrio para a esquerda.

$\leftarrow$

d) A diminuição na concentração de H_3COH provoca a diminuição da velocidade da reação inversa. A maior velocidade da reação direta desloca o equilíbrio para a direita.

$\rightarrow$

e) $\underbrace{CO\ (g) + 2\ H_2\ (g)}_{3\text{ mol de gás}} \rightleftarrows \underbrace{H_3COH\ (g)}_{1\text{ mol de gás}}$

O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado com menor quantidade de gás, menor número de mol e a fim de diminuir a pressão. Nesse caso, o equilíbrio é deslocado para a direita.

$\rightarrow$

f) O aumento do volume provoca uma diminuição na pressão do sistema, deslocando o equilíbrio para o lado com maior quantidade de gás, o membro da esquerda.

$\leftarrow$

g) Aumentar a temperatura sempre favorece a reação endotérmica.

Conforme o ΔH, a reação é exotérmica e a reação inversa é endotérmica. Assim, o aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda.

$\leftarrow$

h) A diminuição da temperatura sempre favorece a reação exotérmica, nesse caso a reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

$\rightarrow$

i) O catalisador acelera igualmente as reações direta e inversa, não deslocando o equilíbrio.

p. 516 Testando seu conhecimento

1. a

O aumento da concentração de $HC\ell$ ou I_2 provoca um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita e aumentando as concentrações de HI e $C\ell_2$, não alterando o valor de K_C.

2. d

Em T_1, ocorre um aumento brusco na concentração de H_2, indicando a adição dessa substância. Isso provoca um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita e aumentando a concentração de HI.

3. a

A adição de N_2 provoca um aumento brusco em sua concentração e aumenta a velocidade da reação direta. Com isso, o equilíbrio se desloca para a direita, diminuindo a concentração de N_2 junto com a de H_2 e aumentando a concentração de NH_3.

4. b

1. Verdadeira: o aumento na concentração de H^+ provoca um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de $Cr_2O_7^{2-}$ e intensificando a coloração laranja.
2. Falsa: a adição de um ácido forte aumenta a concentração de H^+ e desloca o equilíbrio para a direita, intensificando a cor laranja.
3. Verdadeira: os íons OH^- reagem com os íons H^+, diminuindo sua concentração. Com isso, diminui a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda e intensificando a cor amarela.
4. Falsa.

5. b

(F) O equilíbrio químico é homogêneo, já que é uma mistura de gases.

(V) Em altitudes elevadas, o ar é mais rarefeito e a concentração de O_2 no sangue diminui, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

6. d

$\underbrace{H_2O\ (g) + C\ell_2\ (g)}_{2\text{ mol de gás}} \rightleftarrows \underbrace{2\ HC\ell\ (g)}_{2\text{ mol de gás}}$

Modificações na pressão total não deslocam esse equilíbrio, pois a quantidade de gás nos dois membros é a mesma.

O aumento de pressão parcial do $C\ell_2$ representa um aumento na sua concentração, aumentando a velocidade da reação direta e deslocando o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de $HC\ell$.

7. d

$2\ HC\ell\ (g) + I_2\ (g) \rightleftarrows 2\ HI\ (g) + C\ell_2\ (g)$

$\underbrace{2\text{ mol} \quad 1\text{ mol}}_{3\text{ mol de gás}} \qquad \underbrace{2\text{ mol} \quad 1\text{ mol}}_{3\text{ mol de gás}}$

Como a quantidade de espécie no estado gasoso é a mesma nos dois membros da equação, esse equilíbrio não é afetado por variações de pressão.

8. b

O único fator que altera a constante de equilíbrio é a temperatura.

9. c

$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \overset{\text{exo}}{\underset{\text{endo}}{\rightleftarrows}} 2\ NH_3\ (g)$

$\underbrace{1\text{ mol} \quad 3\text{ mol}}_{4\text{ mol de gás}} \qquad \underbrace{2\text{ mol}}_{2\text{ mol de gás}}$

O aumento de pressão desloca o equilíbrio para o lado que possui menor quantidade de gás, nesse caso, no sentido de formação de amônia.
O aumento da temperatura favorece a reação endotérmica, nesse caso, a inversa.

10. e
O aumento de temperatura sempre favorece a reação endotérmica, então, para o equilíbrio ser deslocado no sentido de formação dos produtos (direita), a reação direta deverá ser endotérmica ($\Delta H > 0$).
O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado com menor número de mol de gases.

$$4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g) \overset{\text{exo}}{\underset{\text{endo}}{\rightleftarrows}} \underbrace{4\ NH_3}_{\text{10 mol de gás}} + \underbrace{5\ O_2\ (g)}_{\text{9 mol de gás}}$$

11. d
O gás hidrogênio é obtido no primeiro processo. Já que a reação direta é endotérmica, o equilíbrio estará mais deslocado para a direita em altas temperaturas.
No segundo processo:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftarrows \underbrace{2\ NH_3}_{\text{2 mol de gás}}\ (g)$$

Em altas pressões, o equilíbrio se desloca no sentido onde há menor quantidade de gás, nesse caso, no sentido de formação da amônia.

12. c

$$\underbrace{CoC\ell_2 \cdot 6\ H_2O}_{\text{azul}} \overset{\text{exo}}{\underset{\text{endo}}{\rightleftarrows}} \underbrace{CoC\ell_2 \cdot 6\ H_2O}_{\text{rosa}}\ \Delta H > 0$$

Como a reação inversa é exotérmica, a diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda, o mesmo ocorrendo com o aumento na umidade.

13. a
O equilíbrio:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftarrows \underbrace{2\ NH_3}_{\text{2 V}}\ (g)$$

I. A introdução de N_2 (g) desloca o equilíbrio para o lado direito, favorecendo a formação de NH_3 (g).

II. Um aumento da pressão do sistema desloca o equilíbrio para o lado de menor número de mol (menor volume) – no caso, para o lado direito.

III. Um catalisador não desloca o equilíbrio:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \overset{\text{exo}}{\underset{\text{endo}}{\rightleftarrows}} 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)\ \Delta H < 0$$

Então, só ocorre o que se afirma nas sentenças I e II.

14. Para deslocar o equilíbrio para a direita, devemos:
- diminuir a temperatura
- diminuir a concentração de H_2O
- aumentar a concentração de H_2O_2
- diminuir a concentração de O_2
- diminuir a pressão

Dentre as alternativas, a correta é a *e*.

15. c

I. A adição de H_2 desloca o equilíbrio para a direita, favorecendo a produção de NH_3.

II. O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor número de mol ⇒ produção de NH_3.

III. O aumento de temperatura favorece a reação endotérmica ⇒ decomposição do NH_3.

IV. Catalisador não desloca o equilíbrio.

16. c

I. Falsa: as substâncias sólidas têm concentração constante e não são relacionadas na expressão da constante de equilíbrio.

$$K_C = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

II. Verdadeira: um aumento na temperatura sempre favorece a reação endotérmica, que nesse caso é a reação direta, que leva à formação de CO.

III. Falsa: o aumento de pressão desloca o equilíbrio para a esquerda:

$$CO_2\ (g) + C\ (s) \rightleftarrows \underbrace{2\ CO}_{\text{2 mol de gás}}\ (g)$$

1 mol de gás

17.

a) $K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n}$

$\Delta n = (Z + W) - (X + Y)$

$\therefore K_P = K_C \cdot (RT)^{(Z + W) - (X + Y)}$

b) O aumento da temperatura sempre favorece a reação endotérmica, neste caso, a reação direta. Assim, o aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a direita.

c) $\underbrace{x\ A\ (g) + y\ B\ (g)}_{\text{x + y mol de gás < z + w mol de gás}} \rightleftarrows z\ C\ (g) + w\ D\ (g)$

O aumento da pressão desloca sempre o equilíbrio para o lado com menor quantidade de gás, para diminuir a pressão total. Assim, o aumento da pressão provoca o deslocamento desse equilíbrio para a esquerda.

18.

a) $K_P = \frac{P_{N_2O_4}}{(P_{NO_2})}$

b) Favorece a formação de N_2O_2. O aumento da temperatura sempre favorece a reação endotérmica, que nesse caso é a reação inversa.

c) Menor. Como a reação direta é exotérmica, o aumento da temperatura diminui o valor de K_P.

19. Sem resposta (apenas III correta).
Analisando as informações:

I. Incorreta:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftarrows 2\ NO\ (g)$$

$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$$

Observando o gráfico: à medida que a temperatura aumenta, aumenta também o valor de K_C. Logo, podemos concluir que o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação de NO, e que a reação direta é endotérmica.

II. Incorreta.

A utilização de catalisador não desloca o equilíbrio e não altera o seu rendimento.

III. Correta.

À temperatura de 1 000 K, o valor de $K_C = 1 \cdot 10^{-5}$.

$1000\ K \Rightarrow 1 \cdot 10^{-5} = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$, logo, as concentrações molares de $[N_2]$ e $[O_2]$ são maiores que a de [NO].

IV. Incorreta:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftarrows 2\ NO\ (g)$$

$$\underbrace{1\ mol \quad 1\ mol}_{\substack{2\ mol \\ 2\ volumes}} \qquad \underbrace{2\ mol}_{\substack{2\ mol \\ 2\ volumes}}$$

Um aumento da pressão não desloca o equilíbrio, mas irá ocorrer uma variação das concentrações molares de todos os participantes do equilíbrio.

20.

a) Em II, o equilíbrio encontra-se com as mesmas concentrações de N_2O_4 e NO_2, porém, não foi atingido em um tempo menor. A reação mais rápida indica a presença de um catalisador.

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,55)^2}{(0,45)} = 0,67$$

Como o valor de K_C foi alterado, a única modificação possível foi uma mudança na temperatura.

b) Em III, o tempo para ser estabelecido o equilíbrio foi menor, portanto a temperatura em III é maior do que em I e a concentração do NO_2 aumenta; logo, a reação é endotérmica.

c) $N_2O_4\ (g) \rightleftarrows 2\ NO_2\ (g)$

1 mol de gás 2 mol de gás

O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado com a menor quantidade de gás e menor número de mol, a fim de diminuir a pressão total. Nesse caso, o equilíbrio se deslocará no sentido da reação inversa (para a esquerda).

21.

a) O aumento da temperatura provocou uma diminuição no valor de K_P, indicando que a reação direta é exotérmica. Assim, seria mais eficiente trabalhar em baixas temperaturas.

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftarrows 2\ NH_3\ (g)$$

$$\underbrace{1\ mol \quad 3\ mol}_{4\ mol\ de\ gás} \qquad 2\ mol\ de\ gás$$

Para deslocar o equilíbrio para a direita, deve-se trabalhar com elevados valores de pressão, pois isso desloca o equilíbrio para o lado com menor quantidade de gás (menor número de mol).

b) O aumento da pressão favorece a formação de amônia. A temperatura elevada, bem como o uso de catalisador, é para tornar a reação mais rápida.

22. c

Aumentando a temperatura, verifica-se que o valor de K diminui. Isso indica que a reação direta é exotérmica.

23. a

A adição de um catalisador acelera tanto a reação direta quanto a inversa, não deslocando o equilíbrio.

24.

a) $K_P = \frac{(P_{H_2O})^2}{(P_{H_2})(P_{O_2})} = \frac{(0,5)^2}{(1)^2(1)} = 0,25$

	$2\ H_2\ (g)$	+ O_2	$\rightleftarrows$ $2\ H_2\ (g)$
início	0,15 mol	0,7 mol	0 mol
reação	gasta $\frac{50}{100} \cdot 0,15$	gasta $\frac{\frac{50}{100} \cdot 0,15}{2}$	forma $\frac{50}{100} \cdot 0,15$
equilíbrio	$0,15 - 0,075$	$0,7 - 0,0375$	$0 + 0,075$

b) $[H_2] = \frac{0,075\ mol}{0,5\ L} = 0,15\ mol/L$

$[O_2] = \frac{0,6625\ mol}{0,5\ L} = 1,325\ mol/L$

$[H_2O] = \frac{0,075\ mol}{0,5\ L} = 0,15\ mol/L$

p. 521 Aprofundando seu conhecimento

1. a

Apenas a temperatura influencia na constante de equilíbrio. Como a reação direta é endotérmica, um aumento na temperatura provoca um aumento na constante de equilíbrio.

2. c

A adição de nitrato de amônia (NH_4NO_3) aumenta a concentração do cátion amônio, aumentando a velocidade da reação direta e deslocando o equilíbrio para a direita.

3. a

$$\underbrace{CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)}_{1\ mol\ de\ gás} \rightleftarrows \underbrace{H_2CO_3\ (aq)}_{0\ mol\ de\ gás}$$

A diminuição da pressão desloca o equilíbrio para o lado com maior quantidade de gás, a fim de aumentar a pressão. Nesse caso, o equilíbrio é deslocado para a esquerda, diminuindo a concentração de H_2CO_3 (aq).

A diminuição da concentração de H_2CO_3 faz com que a velocidade da reação direta no equilíbrio 1 diminua. A maior velocidade da reação inversa desloca o equilíbrio para a esquerda.

4. 02 + 04 + 16 = 22

01) Falsa. A adição de NO provoca aumento da velocidade da reação inversa, o que acarretará deslocamento do equilíbrio para a esquerda. Esse deslocamento provocará diminuição na quantidade de água, pois estimulará seu consumo.

02) Verdadeira. O deslocamento para a esquerda provoca aumento na produção de O_2, aumentando sua concentração.

04) Verdadeira. A remoção de O_2 provocará deslocamento para a direita, de acordo com o princípio de Le Chatelier. Esse deslocamento provocará aumento na concentração de NH_3.

08) Falsa. O valor de K_C somente será alterado por mudanças de temperatura no sistema.

16) Verdadeira. A remoção de NO causa deslocamento para a direita, o que estimulará o consumo de NH_3.

5.

01 + 02 + 04 = 07

01) Correta. No sistema I, tem-se uma reação de equilíbrio químico heterogêneo, pois existem dois estados de agregação no sistema (sólido e gasoso).

02) Correta. Um aumento da pressão no sistema II não altera a condição de equilíbrio da reação, pois o número de mols de gás é igual dos dois lados do equilíbrio.

$$\text{II. } \underbrace{H_2\,(g) + Br_2(g)}_{2\text{ mol}} \rightleftarrows \underbrace{2\,HBr\,(aq)}_{2\text{ mol}}$$

04) Correta. Se um aumento de temperatura do sistema I desloca a reação no sentido de formação de CO e H_2, a reação no sentido direto é endotérmica, pois é favorecida com a elevação da temperatura, ou seja, absorve calor nesse sentido.

08) Incorreta. Substâncias no estado sólido não deslocam o equilíbrio.

$$\text{I. } C\,(s) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO\,(aq) + H_2\,(g)$$

$$K = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O\,(g)]}$$

16) Incorreta. A constante de equilíbrio depende da temperatura do sistema.

6. b

Para se deslocar o equilíbrio para a direita, deve-se diminuir a pressão do sistema (pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais):

$$\underbrace{PC\ell_5\,(g)}_{\substack{1\text{ mol}\\1\text{ volume}}} \overset{\text{diminuição da pressão}}{\underset{\text{aumento da pressão}}{\rightleftarrows}} \underbrace{PC\ell_3\,(g) + C\ell_2}_{\substack{2\text{ mol}\\2\text{ volumes}}}$$

7. c

a) Falsa. O sinal negativo da variação de entalpia refere-se a uma reação exotérmica.

b) Falsa. 900 kJ de energia são liberados na formação de 4 mol de NO (g).

c) Verdadeira. Como a reação direta é exotérmica, ela é favorecida pela diminuição de temperatura no sistema, isto é, uma diminuição na temperatura desloca o equilíbrio para a direita.

d) Falsa. A expressão correta da constante de equilíbrio em função das pressões é:

$$K_P = \frac{pNO^4 \cdot pH_2O^6}{pNH^3 \cdot pO_2^5}$$

e) Falsa. O equilíbrio é homogêneo, pois apresenta todos os seus constituintes na mesma fase, gasosa.

8. c

$$Ca_5(PO_4)_3OH\,(s) + H_2O\,(\ell) \overset{\text{desloca para a direita}}{\rightleftarrows} 5\,Ca^{2+}\,(aq) + 3\,PO_4^{3-}\,(aq) + \underbrace{OH^-\,(aq)}_{\substack{H^+\text{ do limão}\\\text{diminui a}\\\text{concentração}}}$$

$$Ca_5(PO_4)_3OH\,(s) + H_2O\,(\ell) \overset{\text{desloca para a esquerda}}{\rightleftarrows} \underbrace{5\,Ca^{2+}\,(aq)}_{\substack{\text{aumento na}\\\text{concentração}}} + 3\,PO_4^{3-}\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

Sacarose não pertence ao equilíbrio e sua adição não desloca o equilíbrio.

9. 01 + 08 + 16 = 25

01) Verdadeira. Em meio ácido, o equilíbrio I encontra-se deslocado para a direita, favorecendo a produção de H_2CO_3, que, sendo instável, se decompõe em CO_2 (g).

02) Falsa. Em altas temperaturas, a reação tende a ser mais rápida.

04) Falsa. Se um ácido é forte, apresenta alto grau de ionização. Logo, a afirmativa é incoerente.

08) Verdadeira. O íon bicarbonato atua como receptor de H^+, sendo, portanto, uma base. O ácido carbônico é seu ácido conjugado, pois apresenta apenas um H^+ de diferença em sua estrutura.

16) Verdadeira. O íon bicarbonato poderá sofrer perda de H^+, assim como captar H^+.

32) Falsa. Em meio alcalino (grande concentração de OH), o equilíbrio de dissociação do íon bicarbonato (reação I) encontra-se deslocado para a esquerda, desfavorecendo o processo de dissociação.

10. e

Sabemos que num sistema reversível a variação de temperatura provoca deslocamentos, isto é, favorece a produção de produtos ou reagentes.

De maneira geral, observa-se que um aumento na temperatura do sistema provocará favorecimento da reação endotérmica (aquela que absorve calor). No caso em questão, a reação endotérmica é a inversa, o que pode ser verificado pelo sinal negativo da variação de entalpia.

Assim, o aumento de temperatura provocará um deslocamento no sentido da formação de reagentes, isto é, haverá consumo de poliéster. Por isso, o gráfico correto encontra-se na alternativa *e*.

11. d

I. Incorreta. A reação direta trata-se de um processo endotérmico, pois ocorre a absorção de 31,4 kcal pelos reagentes.

II. Incorreta. O denominador da expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração molar (K_C) é igual a $[H_2O]$.

$$K_C = \frac{[CO][H_2]}{[H_2O]}$$

III. Correta. Se for adicionado mais monóxido de carbono (CO (g)) ao meio reacional, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, no sentido dos reagentes.

$$1\,H_2O\,(g) + 1\,C\,(s) + 31{,}4\text{ kcal} \overset{\text{deslocamento para a esquerda}}{\rightleftarrows} \underbrace{1\,CO\,(g)}_{\substack{\text{aumento da}\\\text{concentração}}} + 1\,H_2\,(g)$$

IV. Incorreta. O aumento na pressão total sobre esse sistema desloca o equilíbrio no sentido do menor número de mols de gás (menor volume), ou seja, para a esquerda:

$$\underbrace{1\,H_2O\,(g)}_{1\text{ mol de gás}} + 1\,C(s) \rightleftarrows \underbrace{1\,CO\,(g) + 1\,H_2\,(g)}_{2\text{ mol de gás}}$$

1 mol → 2 mol

1 volume → 2 volumes

Elevação da pressão ($P\uparrow \cdot V\downarrow = K$):

$$1\text{ mol} \underset{\text{esquerda}}{\rightleftarrows} 2\text{ mol}$$

$$1\text{ volume} \underset{\text{esquerda}}{\rightleftarrows} 2\text{ volumes}$$

12. b

A reação de formação do metano é exotérmica, pois verifica-se pelo gráfico que a concentração de metano é maior a 800 K do que a 900 K. Quando a temperatura diminui, o rendimento da reação aumenta, portanto o processo é exotérmico.

13. d

A constante de equilíbrio $\left(K_C = \dfrac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}\right)$ é maior a 400 °C do que a 500 °C, conforme o gráfico demonstra.

14. c

Teremos:

$$\underbrace{Co(H_2O)_6C\ell_2}_{\text{rosa}} + 2\,NaC\ell \underset{\text{esquerda}}{\rightleftarrows} \underbrace{Na_2CoC\ell_4}_{\text{azul}} + \underbrace{6\,H_2O}_{\text{aumento da concentração}} \quad \Delta H > 0$$

Como a reação direta é endotérmica, uma elevação na temperatura do sistema desloca o equilíbrio para a direita, tornando o objeto azul.

Como a reação inversa é exotérmica, uma diminuição na temperatura do sistema desloca o equilíbrio para a esquerda, tornando o objeto rosa.

15. a

Teremos:

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \underset{\text{sentido dos reagentes}}{\overset{\text{abrindo o refrigerante (esquerda)}}{\rightleftarrows}} H_2CO_3\,(aq) \underset{[H^+]\text{ diminui; pH aumenta}}{\overset{\text{abrindo o refrigerante (esquerda; consumo de } H^+)}{\rightleftarrows}} H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

16. b

Cloreto de amônio: $NH_4C\ell$.

$$NH_4C\ell \rightarrow NH_4^+ + C\ell$$

$$\underbrace{H_2PO_4^-\,(aq)}_{\text{aumenta a concentração}} + NH_3\,(aq) \underset{\text{esquerda}}{\rightleftarrows} HPO_4^{2-}\,(aq) + \underbrace{NH_4^+\,(aq)}_{\text{aumenta a concentração}}$$

17.

a) Nos períodos noturnos, quando as lâmpadas são desligadas, caso se mantenha o borbulhamento de gás carbônico, o equilíbrio será deslocado para a direita e a concentração de cátions H^+ aumentará, consequentemente o pH diminuirá.

$$\underbrace{CO_2\,(g)}_{\text{aumenta}} + H_2O\,(\ell) \overset{\text{direita}}{\rightleftarrows} HCO_3^-\,(aq) + H^+\,(aq) \overset{\text{direita}}{\rightleftarrows} CO_3^{2-}\,(aq) + \underbrace{2\,H^+\,(aq)}_{\text{aumenta}}$$

b) A solubilidade do gás carbônico diminuirá com a elevação da temperatura, consequentemente o equilíbrio se deslocará para a esquerda, a concentração de cátions H^+ diminuirá e o pH aumentará.

$$\underbrace{CO_2\,(g)}_{\text{A concentração diminui com a elevação da temperatura}} + H_2O\,(\ell) \underset{\text{esquerda}}{\rightleftarrows} HCO_3^-\,(aq) + H^+\,(aq) \underset{\text{esquerda}}{\rightleftarrows} CO_3^{2-}\,(aq) + \underbrace{2\,H^+\,(aq)}_{\text{diminui}}$$

18. b

I. Falsa. É possível dissolver o carbonato de cálcio sólido borbulhando dióxido de carbono gasoso à solução, pois o equilíbrio se desloca para a direita, devido à elevação na concentração do gás carbônico.

Observação: como a constante de equilíbrio é menor do que 1, o equilíbrio é favorecido no sentido da formação de carbonato de cálcio:

$$K_{eq} = \frac{[Ca^{2+}] \cdot [HCO_3^-]}{[CO_2]} = 2{,}13 \cdot 10^{-14}$$

$K_{eq} < 1$

$[Ca^{2+}] \cdot [HCO_3^-] < [CO_2] \Rightarrow$ favorecimento para a direita (reagentes).

II. Verdadeira. Constantes de equilíbrio maiores que 1 tendem a favorecer a posição do equilíbrio para os produtos, pois:

$$a\,A + b\,B \rightleftarrows c\,C$$

$$K_{eq} = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$K_{eq} > 1$

$[C]^c > [A]^a \cdot [B]^b \Rightarrow$ favorecimento para a direita (produtos)

III. Verdadeira. Não é possível a dissolução completa do carbonato de cálcio sólido pela passagem de gás carbônico gasoso pela solução, como sugerido pelo baixo valor da constante de equilíbrio para a reação.

IV. Falsa. A adição de bicarbonato de sódio no sistema reacional vai causar um deslocamento do equilíbrio para a esquerda, devido à elevação da concentração do ânion bicarbonato (HCO_3^-):

$$CaCO_3 + CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \underset{\text{esquerda}}{\rightleftarrows} Ca^{2+}\,(aq) + \underbrace{2\,HCO_3^-\,(aq)}_{\text{aumenta}}$$

V. Falsa. A adição de $CO_2\,(g)$ ao sistema vai causar consumo de carbonato de cálcio:

$$CaCO_3 + \underbrace{CO_2\,(g)}_{\text{aumenta}} + H_2O\,(\ell) \overset{\text{direita}}{\rightleftarrows} Ca^{2+}\,(aq) + 2\,HCO_3^-\,(aq)$$

VI. Falsa. A remoção do dióxido de carbono dissolvido na solução vai diminuir a solubilidade do carbonato de cálcio, pois o equilíbrio vai se deslocar para a esquerda:

$$CaCO_3 + \underbrace{CO_2\,(g)}_{\text{remoção}} + H_2O\,(\ell) \overset{\text{direita}}{\rightleftarrows} Ca^{2+}\,(aq) + 2\,HCO_3^-\,(aq)$$

19. 02 + 08 = 10

01) Incorreta. Se em um recipiente de 1,0 L, a 25 °C, forem adicionados 2 mol de A, 2 mol de B, 2 mol de C e 2 mol de D, a cor da solução deverá tender de azul a rosa até que o equilíbrio seja atingido.

$$\underbrace{A + 2\,B}_{\text{rosa}} \rightleftarrows \underbrace{C + 3\,D}_{\text{azul}}$$

$$K_{equilíbrio} = \frac{[C]^1[D]^3}{[A]^1[B]^2};\ a\ 25\ ^oC \Rightarrow K = 1{,}0$$

$$\underbrace{A + 2\,B}_{\text{rosa}} \underset{\text{deslocamento}}{\rightleftarrows} \underbrace{C + 3\,D}_{\text{azul}}$$

$$1{,}0 = \frac{\cancel{[2\,M]^1}(1\,M)^1(2\,M)^3}{(2\,M)^1(2\,M)^2} = \frac{(2\,M)^3}{(2\,M)^3}$$

02) Correta. Ao resfriar-se um recipiente contendo as espécies a 40 °C em equilíbrio, até uma temperatura de 10 °C, haverá um deslocamento do equilíbrio no sentido de produção dos compostos C e D, pois a reação direta é exotérmica.

04) Incorreta. Se a 10 °C ⇒ [C] = [A], no equilíbrio:

$$[C] = [A] = [X];\ a\ 10\ ^oC \Rightarrow K = 10$$

$$K_{equilíbrio} = \frac{[C]^1[D]^3}{[A]^1[B]^2}$$

$$K_{equilíbrio} = \frac{\cancel{[X]^1}[D]^3}{\cancel{[X]^1}[B]^2} = \frac{[D]^3}{[B]^2} \Rightarrow 10 = \frac{[D]^3}{[B]^2}$$

$$[B] = \sqrt{\frac{[D]^3}{10}} \Rightarrow [B] = \sqrt{\frac{[D]^1[D]^2}{10}} \Rightarrow [B] = [D]\sqrt{\frac{[D]}{10}}$$

08) Correta. A 40 °C, a solução é rosa ($K_C = 0{,}1$; deslocamento para a esquerda), enquanto a 10 °C ($K_C = 10$; deslocamento para a direita) a solução é azul.

16) Incorreta. A 25 °C a solução não é incolor.

20.

a) Adicionando-se amônia, o primeiro equilíbrio se desloca para a direita:

$$NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \overset{\text{desloca para a direita}}{\rightleftarrows} NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

Amônia ↑ Hidróxido

Consequentemente aumenta a concentração do ânion hidróxido e o segundo equilíbrio, também, desloca-se para a direita e a formação do $NaHCO_3$ é favorecida.

$$CO_2\,(g) + OH^-\,(aq) + Na^+\,(aq) \overset{\text{desloca para a direita}}{\rightleftarrows} NaHCO_3\,(s)$$

Hidróxido ↑

b) A diminuição da temperatura favorece a reação exotérmica. Nesse caso, os dois equilíbrios são favorecidos e se deslocam para a direita (reações exotérmicas).

A elevação da pressão favorece o deslocamento do equilíbrio no sentido da reação que produz menor número de mols de gás, ou seja, menor volume. Nesse caso, os dois equilíbrios são favorecidos e se deslocam para a direita.

$$\underbrace{NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell)}_{\substack{1\text{ mol de gás}\\ \text{ou maior volume}}} \overset{\text{desloca para a direita}}{\rightleftarrows} \underbrace{NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)}_{\substack{\text{zero mol de gás}\\ \text{ou menor volume}}}$$

$$\underbrace{CO_2\,(g) + OH^-\,(aq) + Na^+\,(aq)}_{\substack{1\text{ mol de gás}\\ \text{ou maior volume}}} \overset{\text{desloca para a direita}}{\rightleftarrows} \underbrace{NaHCO_3\,(s)}_{\substack{\text{zero mol de gás}\\ \text{ou menor volume}}}$$

21. e

O catalisador não desloca o equilíbrio.

O aumento da pressão desloca o equilíbrio para a esquerda, no sentido do menor número de mols:

$$\underbrace{CH_4\,(g) + H_2O\,(g)}_{2\text{ mol}} \underset{\substack{\text{elevação da}\\ \text{pressão}\\ \text{(esquerda)}}}{\rightleftarrows} \underbrace{3\,H_2\,(g) + CO_2\,(g)}_{4\text{ mol}}$$

O deslocamento do equilíbrio no sentido da formação do H_2 é favorecido pelo aumento da temperatura, pois a reação é endotérmica ($\Delta H^o > 0$).

22. c

$$K_{equilíbrio} = \frac{[CO]\cdot[H_2]}{[H_2O]}$$

A adição de monóxido de carbono (CO) desloca o equilíbrio para a esquerda.

A partir da observação da reação:

$$H_2O\,(g) + C\,(s) + 31{,}4\ kcal \rightleftarrows CO\,(g) + H_2\,(g)$$

Conclui-se que ocorre absorção de energia (31,4 kcal) no sentido da esquerda para a direita, logo o equilíbrio pode ser deslocado nesse sentido com o aquecimento do sistema.

Catalisador não desloca equilíbrio, pois favorece tanto a reação direta quanto a indireta.

O valor da constante de equilíbrio depende da temperatura do sistema.

23. a

Falsa. O único fator capaz de alterar uma constante de equilíbrio é a temperatura.

Falsa. Como foi explicado acima, o único fator capaz de alterar K_C é a temperatura.

Verdadeira. De acordo com o princípio de Le Chatelier, uma adição de acetato de etila (produto) causa deslocamento no sentido de um maior consumo desse produto, favorecendo assim a produção de reagente, ou seja, deslocando o sistema para a esquerda.

Falsa. A adição de ácido acético (reagente) provocará um deslocamento no sentido da formação de produtos.

Verdadeira. O único fator que afeta K_C é a mudança de temperatura. A adição de ácido acético desloca o equilíbrio, mas mantendo o valor da constante.

24.

a) Expressão da constante de equilíbrio (K_C) da reação apresentada:

$$K_{eq} = \frac{[CO_2]}{[CO]}$$

Como a variação de entalpia da reação direta é positiva, o valor constante aumenta com a elevação da temperatura (favorecimento da reação endotérmica) e diminui com a diminuição da temperatura (favorecimento da reação exotérmica).

b) A adição de FeO não altera o equilíbrio, pois verifica-se a presença de 1 mol de CO (g) em equilíbrio com 1 mol de CO_2 (g), ou seja, os volumes são iguais.

25. e

I. Incorreta.
O catalisador não desloca o equilíbrio.

II. Incorreta.

$$\frac{1}{2}\,N_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightleftarrows 1\,NO\,(g)$$

$$\underbrace{\frac{1}{2}\,V \qquad \frac{1}{2}\,V}_{1\,V} \qquad \underbrace{1\,V}_{1\,V}$$

Como não ocorreu variação do número de mol (volume), a variação de pressão não desloca o equilíbrio.

III e IV corretas.
Pela análise do gráfico, podemos concluir que uma elevação da temperatura provoca um aumento no valor de K_C, o que evidencia que a reação direta (formação de NO) é endotérmica. Assim, com uma elevação da temperatura, teremos uma maior formação de NO, pois o equilíbrio se deslocará para a direita:

$$\frac{1}{2}\,N_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \overset{\text{endotérmica}}{\underset{\text{exotérmica}}{\rightleftarrows}} 1\,NO\,(g)$$

26.

a) A reação de conversão do gás metano para etano é endotérmica.

Pela tabela dada, quanto maior a temperatura, maior a constante de equilíbrio.

A constante em função das concentrações será:

$$K = \frac{[C_2H_6]\,[H_2]}{[CH_4]^2}$$

Quanto maior o valor de K, maiores as concentrações dos produtos. Portanto:

Maior T → maior K → mais espontânea a reação de formação dos produtos.

Isso caracteriza um processo endotérmico.

b) No sistema em equilíbrio, aumentando a temperatura, a reação será deslocada para a direita, com diminuição da concentração de metano.

c) A adição do catalisador não desloca o ponto de equilíbrio, mas sim afeta o tempo necessário para os participantes atingirem o equilíbrio.

Logo, adição de catalisador não afeta a concentração de hidrogênio.

Com relação à pressão, nota-se que:

$$\underset{2\ mol}{2\,CH_4\,(g)} \rightleftarrows \underset{1\ mol}{C_2H_6\,(g)} + \underset{1\ mol}{H_2\,(g)}$$

Como há estequiometricamente a mesma quantidade de moléculas gasosas de reagentes e produtos, o aumento da pressão não afeta o equilíbrio. Ou seja, não afeta a concentração de H_2.

UNIDADE 8

CAPÍTULO 29

p. 537 Exercícios fundamentais

1. A solução de HZ, pois apresenta a maior concentração de íons.

2. Quanto maior a quantidade de íons, maior o grau de ionização (α) e maior o valor de K_a.
K_a (HY) < K_a (HX) < K_a (HZ)

3. Um ácido pode ser considerado forte quando o valor de K_a é muito elevado. HZ pode ser considerado um ácido forte.

4. Na solução de HZ (o ácido mais forte).

5. d
No equilíbrio, devemos encontrar todas as espécies: H_2X, KX^-, X^{2-} e H_3O^+.

6.

a) $HNO_2\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + NO_2^-\,(aq)$

$H_3CCOOH\,(aq) \rightleftarrows H_3CCOO^-\,(aq) + H^+\,(aq)$

$HCN\,(aq) \rightleftarrows CN^-\,(aq) + H^+\,(aq)$

$HF\,(aq) \rightleftarrows F^-\,(aq) + H^+\,(aq)$

b) $K_a = \dfrac{[H^+]\cdot[NO_2^-]}{[HNO_2]}$

$K_a = \dfrac{[H^+]\cdot[H_3COO^-]}{[H_3COOH]}$

$K_a = \dfrac{[H^+]\cdot[CN^-]}{[HCN]}$

c) Quanto maior o valor de K_a, mais forte será o ácido:
K_a (HCN) < K_a (H_3CCOOH) < K_a (HNO_2) < K_a (HF)

d) O ácido de menor K_a é o que apresenta o maior valor de pKa; no nosso caso, é o HCN.

p. 537 Testando seu conhecimento

1. e
Quanto maior o valor de K_a, maior o grau de ionização e mais forte será o ácido:
K_a (HCN) < Ka (H_3CCOOH) < K_a (HF) < Ka ($HC\ell O_4$)

2. c
O HI é o ácido que possui o maior valor de K_a, sendo então o mais forte. Por se ionizar em maior extensão, a solução aquosa desse ácido apresentará a maior condutibilidade elétrica.

3. d
$pK_a = -\log K_a$; quanto maior o pK_a, menor a acidez do composto; quanto menor o pK_a, maior a acidez do composto.
Maior acidez: composto III (0,38); menor acidez: composto II (9,89).

4. a

	$H_3CCOOH\,(aq)$	$\rightleftarrows$	$H_3CCOO^-\,(aq)$	+	$H^+\,(aq)$
início	$2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L		–		–
ionização	$0{,}30 \cdot 2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L		$0{,}30 \cdot 2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L		$0{,}30 \cdot 2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L
equilíbrio	$1{,}4 \cdot 10^{-2}$ mol/L		$0{,}6 \cdot 10^{-2}$ mol/L		$0{,}6 \cdot 10^{-2}$ mol/L

$$K_a = \frac{[H^+]\cdot[H_3COO^-]}{[H_3COOH]} = \frac{(0{,}6 \cdot 10^{-2})\cdot(0{,}6 \cdot 10^{-2})}{1{,}4 \cdot 10^{-2}} = 2{,}5 \cdot 10^{-2}$$

5.

a)

$K_a = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M} = 1{,}6 \cdot 10^{-7}$

Como se trata de um ácido fraco (pequeno valor de K_a), o grau de ionização é pequeno e podemos considerar $1 - \alpha \cong 1$ e $K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$. Assim:

$K_a = \alpha^2 \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 1{,}6 \cdot 10^{-7} \Rightarrow \alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-6}} = 4 \cdot 10^{-3} = 0{,}4\%$

b) Aqui também vamos usar a aproximação $K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$:

$\alpha^2 \cdot 1 \cdot 10^{-4} = 1{,}6 \cdot 10^{-7} \Rightarrow \alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-2} = 4\%$

6. e

O único fator que altera o valor da constante de equilíbrio é a temperatura. Assim, a diluição não modifica a constante de ionização.

Para uma base fraca, como NH_4OH, podemos usar a aproximação $K_b = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$. Assim, com a diluição ocorre a diminuição de $\mathcal{M}$, mas verificamos um aumento no valor de α.

7. A adição de $Na^+(H_3CCOO^-)$ vai aumentar a concentração de íons H_3CCOO^-, aumentando a velocidade da reação inversa e deslocando o equilíbrio para a esquerda.

8. Como o equilíbrio foi deslocado para a esquerda, o número de moléculas de H_3CCOOH que se ionizam diminui, e com isso o grau de ionização também diminui.

9. Como o equilíbrio foi deslocado para a esquerda, a concentração de íons H^+ também diminui.

10. A constante de ionização não se altera, pois o único fator que pode fazê-lo é a temperatura.

11. d

A adição de um ácido forte irá aumentar a concentração de íons H^+, deslocando o equilíbrio para a esquerda e diminuindo a ionização do ácido.

12. A adição de $NH_4^+(H_3CCOO^-)$ vai aumentar a concentração dos íons NH_4^+ e a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

13. Diminui, pois o equilíbrio se encontra deslocado para a esquerda e o número de moléculas de amônia que sofrem ionização diminui.

14. Diminui, pois o equilíbrio se encontra deslocado para a esquerda.

15. O único fator que altera o valor de K_b é a temperatura; sendo assim, a adição do sal não irá modificar o valor da constante de ionização.

16. Aumenta, pois, como o equilíbrio encontra-se deslocado para a esquerda, aumenta a concentração de NH_3 e o gás irá se desprender com maior facilidade.

17. d

Quanto maior o valor de K_b, mais forte é a base. Assim, a dimetilamina é a base mais forte e a anilina é a base mais fraca.

p. 540 Aprofundando seu conhecimento

1. a

O ácido acético é um ácido fraco, em que predomina a molécula não ionizada no equilíbrio. $KC\ell$, H_2SO_4 e $Ca(OH)_2$ são, respectivamente, sal, ácido forte e base forte, apresentando-se no equilíbrio em forma dissociada.

2. a

Sendo o $HC\ell O_4$ um ácido forte, ele se encontra principalmente na forma ionizada:

$HC\ell O_4\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + C\ell O_4^-\,(aq)$

3. b

Quanto maior a constante de equilíbrio, mais forte será o ácido:

$\underbrace{1{,}0 \cdot 10^{-10}}_{\text{ác. fênico}} < \underbrace{4{,}3 \cdot 10^{-7}}_{\text{ác. carbônico}} < \underbrace{1{,}8 \cdot 10^{-5}}_{\text{ác. etanoico}} < \underbrace{7{,}6 \cdot 10^{-3}}_{\text{ác. fosfórico}}$

4. F–F–V–V–F

ácido	$pKa = -\log K_a$	$K_a = 10^{-pKa}$
clórico ($HC\ell O_3$)	1	10^{-1}
cloroso ($HC\ell O_2$)	2	10^{-2}
fluorídrico (HF)	3	10^{-3}

Força dos ácidos: $HC\ell O_3 > HC\ell O_2 > HF \Rightarrow pH\,(HC\ell O_3) < < pH\,(HC\ell O_2) < pH\,(HF)$

Partindo-se de uma mesma concentração molar X:

$HC\ell O_3\,(aq) \rightleftarrows C\ell O_3^-\,(aq) + H^+\,(aq)$ $(K_a = 10^{-1})$

início	X	–	–
ionização	αX	αX	αX
equilíbrio	$X - \alpha X$	αX	αX

$K_a = \frac{[H^+] \cdot [C\ell O_3^-]}{[HC\ell O_3]} = \frac{(\alpha X) \cdot (\alpha X)}{X - \alpha X} = \frac{\alpha^2 X}{1 - \alpha} \approx \alpha^2 X$

$10^{-1} = \alpha^2 X \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{10^{-1}}{X}}$

$HC\ell O_2\,(aq) \rightleftarrows C\ell O_2^-\,(aq) + H^+\,(aq)$ $(K_a = 10^{-2})$

início	X	–	–
ionização	βX	βX	βX
equilíbrio	$X - \beta X$	βX	βX

$K_a = \frac{[H^+] \cdot [C\ell O_2^-]}{[HC\ell O_2]} = \frac{(\beta X) \cdot (\beta X)}{X - \beta X} = \frac{\beta^2 X}{1 - \beta} \approx \beta^2 X$

$10^{-2} = \beta^2 X \Rightarrow \beta = \sqrt{\frac{10^{-2}}{X}}$

$HF\,(aq) \rightleftarrows F^-\,(aq) + H^+\,(aq)$ $(K_a = 10^{-2})$

início	X	–	–
ionização	δX	δX	δX
equilíbrio	$X - \delta X$	δX	δX

$K_a = \frac{[H^+] \cdot [F^-]}{[HF]} = \frac{(\delta X) \cdot (\delta X)}{X - \delta X} = \frac{\delta^2 X}{1 - \delta} \approx \delta^2 X$

$10^{-3} = \delta^2 X \Rightarrow \delta = \sqrt{\frac{10^{-3}}{X}}$

Concluímos que $\delta < \beta < \alpha$.

Para $HC\ell O_3$ e HF:

$$\left.\begin{array}{l}\alpha = \sqrt{\dfrac{10^{-1}}{X}} \\ \delta = \sqrt{\dfrac{10^{-3}}{X}}\end{array}\right\} \Rightarrow \alpha = 10 \cdot \delta$$

5. a

$$K_b = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M} = \frac{(2{,}83 \cdot 10^{-3})^2}{(1 - 2{,}83 \cdot 10^{-3})} \cdot 2 \cong \frac{(2{,}83 \cdot 10^{-3})^2}{(1)} \cdot 2 \cong 1{,}6 \cdot 10^{-5}$$

6. a

Como o ácido acético é um ácido fraco ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, um valor baixo),

$$K_a = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M} \cong \alpha^2 \cdot \mathcal{M} = 1{,}8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \alpha^2 \cdot 1 = 1{,}8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \alpha^2 = 18 \cdot 10^{-6} \text{ e } \alpha \cong 0{,}4\%$$

7. Concentração em mol/L do ácido acético:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3\ g}{60\ g/mol} = 0{,}05 \text{ mol de ácido acético}$$

$$\mathcal{M} = \frac{n}{V} = \frac{0{,}05\ mol}{500 \cdot 10^{-3}\ L} = 0{,}1 \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M} = \frac{(1{,}3 \cdot 10^{-2})^2}{1 - 1{,}3 \cdot 10^{-2}} \cdot 0{,}1 \approx \frac{(1{,}3 \cdot 10^{-2})^2}{1} \cdot 0{,}1 = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$$

8. e

Como o grau de ionização é pequeno,

$K_a \cong \alpha^2 \cdot \mathcal{M} = 0{,}0045^2 \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 4{,}0 \cdot 10^{-7}$

9. b

	$H_3CCOOH\ (aq)$	$\rightleftarrows$	$H_3CCOO^-\ (aq)$	+	$H^+\ (aq)$
início	0,045 mol/L		–		–
ionização	$\alpha \cdot 0{,}045$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}045$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}045$ mol/L
equilíbrio	$(0{,}045 - \alpha \cdot 0{,}045)$ mol/L $\cong 0{,}045$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}045$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}045$ mol/L

$[H_3CCOO^-] = [H^+] = \alpha \cdot 0{,}045 = 0{,}02 \cdot 0{,}045 = 9{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

10. e

O aumento em $[H_3CCOOH]$ aumenta a velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

11.

a) A reação do ácido com o alumínio é:

$$3\ H^+\ (aq) + A\ell\ (s) \rightarrow A\ell^{3+} + \frac{3}{2}\ H_2\ (g)$$

Quanto maior a concentração de H^+, maior será a velocidade da reação. Como o $HC\ell$ é o ácido mais forte (maior valor de K_a), sua reação será a mais rápida.

b) Verificamos que é o $HC\ell$ pela quantidade de bolhas formadas no frasco graduado.

12. c

	$H_2S\ (aq)$ ($K_a = 10^{-2}$)	$\rightleftarrows$	$HS^-\ (aq)$	+	$H^+\ (aq)$
início	0,1 mol/L		–		–
ionização	x		x		x
equilíbrio	$0{,}1 - x$		x		x

$K_I = \frac{[H^+]\cdot[HS^-]}{[H_2S]} = \frac{x\cdot x}{0,1-x} = 9,1\cdot 10^{-8}$

$[HS^-] = x \cong 1,0\cdot 10^{-4}$

Como $K_{II} <<< K_I$, a quantidade de HS^- consumida na ionização do HS^- é desprezível; portanto a alternativa *d* está correta.
$[H^+] = [HS^-] = 1,0\cdot 10^{-4}$; portanto a alternativa *c* é incorreta.
$[H_2S]$ = 0,1 mol/L ou $1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L; portanto a alternativa *e* está correta.

	HS^- (aq)	$\rightleftarrows$	S^{2-} (aq)	+	H^+ (aq)
início	$1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L		–		$1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
ionização	$1,0 \cdot 10^{-4} - x$		x		$1,0 \cdot 10^{-4} + x$
equilíbrio	$1,0 \cdot 10^{-4} - x \cong 1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L		x		$1,0 \cdot 10^{-4} + x \cong 1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

$K_{II} = \frac{[H^+]\cdot[S^{2-}]}{[HS^-]} = \frac{(1,0\cdot 10^{-4})\cdot x}{1,0\cdot 10^{-4}} = 1,2\cdot 10^{-15}$

$x = 1,2 \cdot 10^{-15}$ mol/L; portanto a alternativa *b* está correta.

$[H^+]^2\cdot[S^{2-}] = (1,0\cdot 10^{-4})^2\cdot(1,0\cdot 10^{-15}) = 1,0\cdot 10^{-23}$; portanto a alternativa *a* está correta.

p. 545 Complemento

1.

a)

HSO_4^- (aq) + NH_3 (aq) $\rightleftarrows$ SO_4^{2-} (aq) + NH_4^+ (aq)

pares conjugados: HSO_4^- (ácido)/SO_4^{2-} (base) e NH_4^+ (ácido)/NH_3(base)

b)

N_2H_4 (aq) + HSO_4^- (aq) $\rightleftarrows$ $N_2H_5^+$ (aq) + SO_4^{2-} (aq)

pares conjugados: HSO_4^- (ácido)/SO_4^{2-} (base) e $N_2H_5^+$ (ácido)/N_2H_4 (base)

c)

$C_6H_5O^-$ (aq) + CH_3NH_2 (aq) $\rightleftarrows$ C_6H_5OH (aq) + CH_3NH^- (aq)

pares conjugados: CH_3NH_2 (ácido)/CH_3NH^-(base) e C_6H_5OH (ácido)/$C_6H_5O^-$ (base)

d)

$[A\ell(H_2O)_6]^{3+}$ (aq) + OH^- (aq) $\rightleftarrows$ $[A\ell(H_2O)_5OH]^{2+}$ (aq) + H_2O (ℓ)

pares conjugados: $[A\ell(H_2O)_6]^{3+}$ (ácido)/$[A\ell(H_2O)_5OH]^{2+}$ (base) e H_2O (ácido)/OH^- (base)

2. b

$HC\ell$ (aq) + NH_3 (aq) $\rightleftarrows$ NH_4^+ (aq) + $C\ell^-$ (aq)

pares conjugados: $HC\ell$ (ácido)/$C\ell^-$ (base) e NH_4^+ (ácido)/NH_3(base)

3. c

HNO_3 (aq) + H_2SO_4 (aq) $\rightleftarrows$ $H_2NO_3^+$ (aq) + HSO_4^- (aq)

pares conjugados: H_2SO_4 (ácido)/HSO_4^- (base) e $H_2NO_3^+$ (ácido)/HNO_3 (base)

4. b

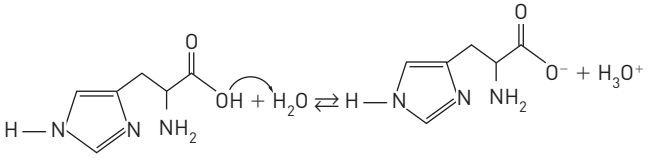
$H_2O(\ell)$ + $H_2CO_3(aq)$ ⇄ $H_3O^+(aq)$ + $HCO_3^-(aq)$

base 1 ácido 2 ácido conjugado 1 base conjugada 2

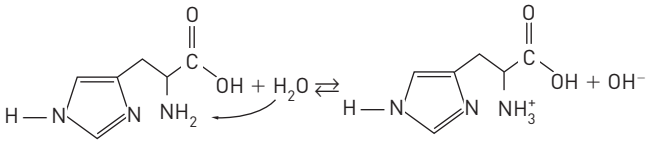
5.

a) A histidina deve ser a mais solúvel, pois, além de apresentar maior número de grupos polares, sofre ionização ao interagir com a água.

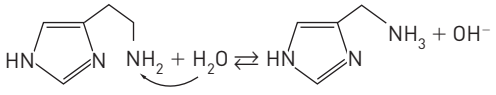
b) A histidina pode atuar tanto como ácido quanto como base.
Histidina atuando como ácido:



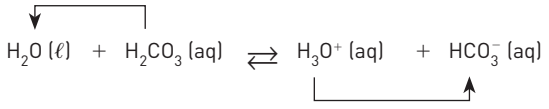
Histidina atuando como base:



A histamina só atua como base:



6. c



pares conjugados: H_2CO_3 (ácido)/HCO_3^- (base) e H_3O^+ (ácido)/H_2O (base)

7. c
De acordo com a teoria de Arrhenius, ácido é a espécie que em solução aquosa produz como único cátion o íon H_3O^+. O $A\ell_2(SO_4)_3$ não apresenta hidrogênios ionizáveis nem produz H_3O^+ em solução aquosa.

8. b
Quanto menor for a força do ácido, maior será a força da base conjugada, e vice-versa.
O H_2S é um ácido mais fraco que o H_2Se; assim, a base HS^- é mais forte que a base HSe^-.
Como o átomo de S tem raio menor que o átomo de Se, a densidade de cargas em HS^- é maior.

9.

a) Ureia; situação III:
$2\,NH_3 + CO_2 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$

Sulfato de amônio; situação II:
$2\,NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$

b) Em III. Nas demais situações, a amônia age como base, recebendo os H^+ doados por outros reagentes.

c) Sim. A reação I usa HNO_3, que também exibe nitrogênio na fórmula, e produz adubo com mais nitrogênio.

10. b

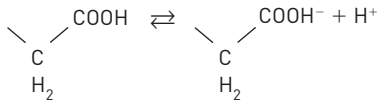
I. Correta. O K_a do ácido nítrico diminui quando dissolvido em etanol, e, quanto mais fraco é o ácido, mais forte será a base conjugada.

II. Incorreta. O ácido nítrico se comporta como ácido fraco ($K_a < 10^{-3}$) quando dissolvido em etanol.

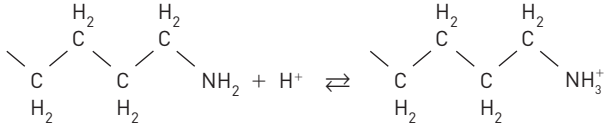
III. Correta. As duas substâncias se comportam como ácidos fortes quando dissolvidas em água, mas apenas o $HC\ell O_4$ se comporta como ácido forte quando dissolvido no etanol.

IV. Incorreta. De acordo com o explicado em III.

11. Ácido de Arrhenius: ácido aspártico.

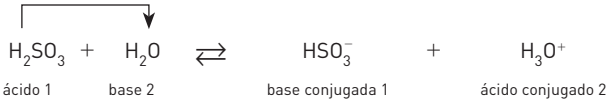


Base de Brönsted-Lowry: lisina



Cadeias apolares: serina, valina e fenilalanina; essas cadeias são consituídas apenas por C e H, o que as torna apolares.

12.



I. Verdadeiro.

II. Falso. Mesmo ácidos fracos formam soluções com pH < 7.

III. Falso. Como o ácido é fraco, o grau de ionização é baixo e a concentração de íons H^+ é muito menor que a do ácido.

IV. Verdadeiro.

V. Falso. O H_2SO_3 é mais forte que o HSO_3^-; assim, a base conjugada do H_2SO_3, que é o HSO_3^-, é mais fraca que o SO_3^{2-}.

13. c
Na teoria de Lewis, ácidos são espécies eletrófilas (receptores de elétrons) e bases são espécies nucleófilas (doadores de elétrons).

14. d
O alumínio possui octeto incompleto e pode atuar como ácido de Lewis, recebendo elétrons de espécies nucleófilas, que possuem pares de elétrons não ligantes.

15. c
Bases de Lewis são espécies que possuem pares de elétrons não ligantes e que podem fornecê-los para estabelecer uma nova ligação covalente.

16. b
O boro possui octeto incompleto e pode atuar como ácido de Lewis (eletrófilo), recebendo elétrons de espécies nucleófilas.

17.

a) N_2O, monóxido de nitrogênio ou óxido nitroso.

b)

$$\underset{\text{ácido}}{BH_3} + \underset{\text{base}}{NaH} \rightarrow NaBH_4$$

O boro possui octeto incompleto e pode receber elétrons de espécie nucleófila, que no caso é o hidreto H^-, que age como base.

18. b

19.

I. Falsa. A fenolftaleína é incolor em meio neutro ou básico.

II. Falsa. Ácido é toda substância que em água sofre ionização, formando como único cátion o H^+.

III. Verdadeira.

IV. Verdadeira. A ureia atua doando prótons para a amônia.

V. Verdadeira.

20. c

Conforme a teoria de Brönsted-Lowry, a água é uma base porque recebe prótons H^+.

21. e

Os átomos de N possuem um par de elétrons não ligantes que pode ser utilizado para criar uma nova ligação covalente.

22.

I. Verdadeira. O alumínio possui octeto incompleto e pode receber elétrons, atuando como ácido de Lewis; esses elétrons provêm do átomo de oxigênio da água, que atua como base de Lewis.

II. Falsa. $pH < 7 \Rightarrow [H^+] > 10^{-7}$ mol/L

III. Verdadeira.

IV. Verdadeira. Para atuar como ácido de Arrhenius, a substância deve produzir cátions H^+.

CAPÍTULO 30

p. 563 Exercícios fundamentais

1.

I. $K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}\ mol/L$$

II. $K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}\ mol/L$$

III. $K_W = [H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}\ mol/L$$

2. $pH = -\log [H^+]$

I. $pH = -\log (10^{-3}) = -(-3) \log 10 = 3$

II. $pH = -\log (10^{-5}) = -(-5) \log 10 = 5$

III. $pH = -\log (10^{-10}) = -(-10) \log 10 = 10$

3. $K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-13}$

Em uma solução neutra, $[H^+] = [OH^-]$; assim,

$[H^+][OH^-] = [H^+]^2 = 10^{-13} \Rightarrow [H^+] = [OH^-] = 10^{-6,5}$ mol/L

4. Solução neutra: pH = 6,5

$[H^+] = 10^{-6,5}$ mol/L $\Rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-6,5}) =$

$= -(-6,5) \log 10 = 6,5$

Se $pH = 7 > 6,5$, a solução é básica.

5. $K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-13}$

$-\log [H^+] + (-\log [OH^-]) = -\log (10^{-6,5}) - \log (10^{-6,5}) = -\log (10^{-13})$

$pH + pOH = 13$

6.

I. (B); limpa-forno é uma solução concentrada de hidróxido de sódio (NaOH).

II. (E); suco gástrico é composto de solução de HCℓ, entre outras substâncias.

III. (D); amoníaco é uma solução de hidróxido de amônio, base mais fraca do que o NaOH.

IV. (C); vinagre é uma solução aquosa de ácido acético, um ácido mais fraco que o HCℓ.

V. (A); salmoura é uma solução de NaCℓ, um sal neutro.

7.

Solução de HA:

$$\underset{0,01\ mol/L}{HA} \rightarrow \underset{0,01\ mol/L}{H^+} + \underset{0,01\ mol/L}{A^-}$$

$[H^+] = 0,01 = 10^{-2}$ mol/L

$pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-2}) = 2$

Solução de HB:

$$\underset{0,2\ mol/L}{HB} \rightarrow \underset{0,05 \cdot 0,2 = 0,01\ mol/L}{H^+} + \underset{0,05 \cdot 0,2 = 0,01\ mol/L}{B^-}$$

$[H^+] = 0,01 = 10^{-2}$ mol/L

$pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-2}) = 2$

Solução de XOH:

$$\underset{0,25\ mol/L}{XOH} \rightarrow \underset{0,04 \cdot 0,25 = 0,01\ mol/L}{X^+} + \underset{0,04 \cdot 0,25 = 0,01\ mol/L}{OH^-}$$

$[H^+] = 0,01 = 10^{-2}$ mol/L

$pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-2}) = 2$

Mas $pH + pOH = 14$, então $pOH = 14 - pH = 14 - 2 = 12$.

8. $5 < 6,4$, predomina a espécie H_2CO_3.

9. $6,4 < 8 < 10,3$, predomina a espécie HCO_3^-.

10. $11 > 10,3$, predomina a espécie CO_3^{2-}.

11. De acordo com o gráfico, $[HCO_3^-] = [CO_3^{2-}]$ quando pH = 10,3.

12. De acordo com o gráfico, $[HCO_3^-] = [H_2CO_3]$ quando pH = 6,4.

p. 564 Testando seu conhecimento

1. I - b; II – a, d, f, g, h; III – c, e.

a) II; os refrigerantes e demais bebidas gaseificadas apresentam H_2CO_3 dissolvido.

b) I; água destilada é água pura, e nela $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L a 25 °C.

c) III; soda cáustica é o nome comercial do hidróxido de sódio, NaOH, uma base forte.

d) II; o suco gástrico encerra $HC\ell$, um ácido forte.

e) III; o amoníaco é uma solução aquosa do gás NH_3, que forma NH_4OH.

f) II; o suco de laranja encerra ácido cítrico.

g) II; a solução de bateria de automóvel é uma solução aquosa de H_2SO_4, ácido forte.

h) II; a chuva ácida é formada da reação de óxidos gasosos como o SO_2 e o SO_3 com a água da chuva, produzindo H_2SO_3 e H_2SO_4.

2. d

Sendo:

$[H^+] > 10^{-7} \Rightarrow$ caráter básico

$[H^+] = 10^{-7} \Rightarrow$ caráter neutro

$[H^+] < 10^{-7} \Rightarrow$ caráter ácido

a correta associação entre substâncias e acidez é a seguinte:

Líquido	$[H^+]$ (mol/L)	$[OH^-]$ (mol/L)	caráter
leite	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	neutro
água do mar	$1,0 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	básico
Coca-Cola	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	ácido
café	$1,0 \cdot 10^{-5}$	$1,0 \cdot 10^{-9}$	ácido
lágrima	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	neutro

3. e

A 25 °C, considera-se meio alcalino o sistema que apresenta valores de pH maiores que 7,0.

4. 01 + 04 = 05

01) Correta. O refrigerante de cola que possui $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L é considerado ácido, pois $[H^+] > 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

02) Incorreta. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético.

04) Correta. O café, que possui $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L, é considerado ácido, ou seja, $[OH^-] < 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

08) Incorreta. Solução de bicarbonato de sódio tem caráter básico:

$Na^+ + HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows Na^+ + OH^- + H_2O + CO_2$, ou

$HCO_3^- \rightleftarrows OH^- + CO_2$

5. a

A única amostra com valor de pH dentro da faixa adequada para consumo humano é a IIIAD, de acordo com a tabela abaixo:

Amostra	pH
IAD	4,0
IIAD	5,0
IIIAD	7,0
IVAD	10,0

6. d

$pH = 9 \Rightarrow [H^+] = 1,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L

$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-9} \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L

$[OH^-] > [H^+]$

$pH = 11 \Rightarrow [H^+] = 1,0 \cdot 10^{-11}$ mol/L

$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-11} \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$[OH^-] > [H^+]$

São águas alcalinas.

7. a

Completando a tabela com os valores de pH dos líquidos, e lembrando que quanto menor o valor do pH mais ácida é a solução:

Líquido	pH
água de chuva	5,7
água do mar	8,0
café	5,0
leite	6,5
sangue humano	7,4
suco de maçã	4 − log 3,2

concluímos que a água da chuva é mais ácida, que a água do mar e que o leite é menos ácido que o café.

8. d

$pH = 5 \Rightarrow [H^+] = 1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L

Para neutralizar essa solução ácida, seria necessário usar solução básica, como limpador caseiro contendo amônia.

9. b

Amoníaco: pH = 11

$pH + pOH = 14 \Rightarrow 11 + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 3 \Rightarrow$

$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

10. d

Sendo $pH = -\log [H^+]$, a ordem crescente das amostras quanto aos valores de $[H^+]$ é a ordem decrescente quanto aos valores de pH:

12 (IV) > 8,0 (V) > 6,1 (I) > 5,0 (II) > 3,0 (III)

IV < V < I < II < III

11. b

pH = 6

$pH + pOH = 14 \Rightarrow 6 + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 8 \Rightarrow$

$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L

12. d

A água da chuva não contaminada é naturalmente ácida e, em geral, tem valor de pH em torno de 5,6. A chuva ácida com níveis de pH abaixo de 4,0 é considerada contaminada.

13.

a) Nos oceanos, pH = 8 e então $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L ·

$K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-8} [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow$

$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-6}$ mol/L

b)

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) + CO_3^{2-} \rightleftarrows 2\,HCO_3^-$$

$$\uparrow [CO_2] \xrightarrow{\text{o equilíbrio se desloca para a direita; os íons } CO_3^{2-} \text{ são consumidos}} \uparrow [HCO_3^-]$$

O CO_2 reage com os íons carbonato que são repostos pela degradação do carbonato de cálcio presente nos corais.

14. a

$$HC\ell \rightarrow H^+ + C\ell^-$$

0,01 mol/L 0,01 mol/L 0,01 mol/L

$[H^+] = 0,01 = 10^{-2}$ mol/L $\Rightarrow$ pH = 2

15. b

O ácido sulfúrico é um ácido forte e nessa concentração se ioniza por completo.

$H_2SO_4 \rightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$

0,005 mol/L 2 · 0,005 mol/L = 0,01 mol/L 0,005 mol/L

$[H^+] = 0{,}01 = 10^{-2}$ mol/L $\Rightarrow$ pH = 2

16. d

Para calcular o pH, vamos determinar a concentração de íons OH^- em mol/L:

$$n_{KOH} = \frac{m}{M} = \frac{5{,}6\ g}{56\ g/mol} = 0{,}1\ mol\ KOH;\ \mathcal{M}_{KOH} =$$

$$= \frac{n_{KOH}}{V} = \frac{0{,}1}{1} = 0{,}1\ mol/L$$

$KOH\ (s) \rightarrow K^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

0,1 mol/L 0,1 mol/L 0,1 mol/L

$[OH^-] = 0{,}1 = 10^{-1}$ mol/L $\Rightarrow$ pOH = 1

pH + pOH = 14 $\Rightarrow$ pH + 1 = 14 $\Rightarrow$ pH = 13

17. d

Quanto menor o valor do pH, maior a acidez do meio. Como o pH é escala logarítmica de base 10, a cada variação de 1 no pH corresponde uma variação de 10 em $[H^+]$. Assim:

chuva normal: pH = 5,5 $\Rightarrow [H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-5{,}5}$ mol/L

chuva ácida: pH = 4,5 $\Rightarrow [H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-4{,}5}$ mol/L

$$\frac{pH_{chuva\ ácida}}{pH_{chuva\ normal}} = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-4{,}5}}{1{,}0 \cdot 10^{-5{,}5}} = 10$$

18. d

A água da fonte 2 é duas unidades de pH maior, indicando que $[H^+]$ é cem vezes maior que $[H^+]$ da fonte 1.

Para diminuir $[H^+]$ em cem vezes, devemos aumentar o volume da fonte em cem vezes.

fonte 1: pH = 4,6 $\Rightarrow [H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-4{,}6}$ mol/L

fonte 2: pH = 6,6 $\Rightarrow [H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-6{,}6}$ mol/L

$[H^+]V = [H^+]'V' \Rightarrow 10^{-4{,}6}$ mol/L · 1,0 L = $10^{-6{,}6}$ mol/L · V' $\Rightarrow$

V' = 100,0 L

19. b

Quantidade de HCℓ em 1,0 mL de solução 0,1 mol/L:

1000 mL ——— 0,1 mol

1,0 mL ——— $n_{HC\ell} = 0{,}0001$ mol

$V_{total} = 1{,}0 + 9{,}0 = 10$ mL ou 0,01 L

$$[HC\ell] = \frac{n_{HC\ell}}{V_{total}} = \frac{0{,}0001\ mol}{0{,}01\ L} = 0{,}01\ mol/L$$

Sendo o HCℓ um ácido monoprótico,

$[H^+] = [HC\ell] = 0{,}01$ mol/L $\Rightarrow$ pH = 2

20. d

$$n_{Ca(OH)_2} = \frac{m}{M} = \frac{37 \cdot 10^{-3}\ g}{74\ g/mol} = 0{,}5 \cdot 10^{-3}\ mol$$

$$[Ca(OH)_2] = \frac{n_{Ca(OH)_2}}{V} = \frac{0{,}5 \cdot 10^{-3}\ mol}{0{,}25\ L} = 2{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

Sendo o $Ca(OH)_2$ uma dibase,

$[OH^-] = 2 \cdot [Ca(OH)_2] = 4{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$pOH = -\log [OH^-] = -\log (4{,}0 \cdot 10^{-3}) = 2{,}4$

Finalmente, pH + pOH = 14 $\Rightarrow$ pH + 2,4 = 14 $\Rightarrow$ pH = 11,6.

21. c

Concentração molar do ácido ascórbico:

$$[C_6H_8O_6] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{3{,}52}{174 \cdot 0{,}1} = 0{,}2\ mol/L$$

pH da solução:

$[H^+] = \alpha \cdot [C_6H_8O_6] = 0{,}05 \cdot 0{,}2 = 0{,}01$ mol/L

$[H^+] = 0{,}01$ mol/L $\Rightarrow$ pH = 2

22. c

Com a adição do ácido sulfúrico, ocorre aumento de $[H^+]$; consequentemente, o pH diminui. Com a adição de uma substância básica, $[H^+]$ volta a diminuir, atingindo seu patamar inicial conforme gráfico da alternativa *c*:

23. c

Se o pH da solução resultante é 7, temos uma solução neutra e podemos considerar que todo o OH^- reagiu:

$KOH\ (aq) \rightarrow K^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

1,0 mol/L 1,0 mol/L 1,0 mol/L

$$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} \Rightarrow n_{OH^-} = [OH^-] \cdot V = 1 \cdot 30 \cdot 10^{-3}\ mol\ OH^-$$

Reação entre ácido e base:

$H^+\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow H_2O$

1 mol 1 mol

$n_{H^+} = 30 \cdot 10^{-3}$ $n_{OH^-} = 30 \cdot 10^{-3}$

Volume de solução de HCℓ necessário:

$HC\ell\ (aq) \rightarrow H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$

1 mol 1 mol 1 mol

$30 \cdot 10^{-3}$ $30 \cdot 10^{-3}$ $30 \cdot 10^{-3}$

$$[HC\ell] = \frac{n_{HC\ell}}{V} \Rightarrow 8{,}0 \cdot 10^{-2} = \frac{30 \cdot 10^{-3}}{V} \Rightarrow V = 0{,}6\ L \text{ ou } 600\ mL$$

24. b

pH = 3 $\Rightarrow [H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow 1{,}0 \cdot 10^{-3} = \frac{n_{H^+}}{100 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow n_{H^+} = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ mol\ H^+$$

$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O$

1 mol 1 mol

10^{-4} mol 10^{-4} mol $n_{OH^-} = 10^{-4}$ mol

Volume de solução de NaOH:

$NaOH\ (aq) \rightarrow Na^+ + OH^-$

$n_{NaOH} = 10^{-4}$ mol 10^{-4} mol

$$[NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V} \Rightarrow 1{,}0 \cdot 10^{-2} = \frac{10^{-4}}{V} \Rightarrow V = 0{,}01\ L \text{ ou } 10\ mL$$

25. Apenas a solução III terá pH resultante menor que 7.
Solução I:

$HC\ell\,(aq) \rightarrow H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$

0,01 mol/L $[H^+] = 0{,}01$ mol/L 0,01 mol/L

$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow 0{,}01 = \frac{n_{H^+}}{15\cdot10^{-3}} \Rightarrow n_{H^+} = 15\cdot10^{-5}$ mol H^+

$NaOH\,(aq) \rightarrow Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

0,05 mol/L 0,05 mol/L $[OH^-] = 0{,}05$ mol/L

$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} \Rightarrow n_{OH^-} = 0{,}05\cdot30\cdot10^{-3} = 15\cdot10^{-4}$ mol OH^-

$n_{OH^-} > n_{H^+} \Rightarrow pH > 7$

Solução II:

$HC\ell\,(aq) \rightarrow H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$

0,01 mol/L $[H^+] = 0{,}01$ mol/L 0,01 mol/L

$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow 0{,}01 = \frac{n_{H^+}}{5\cdot10^{-3}} \Rightarrow n_{H^+} = 5\cdot10^{-5}$ mol H^+

$NaOH\,(aq) \rightarrow Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

0,1 mol/L 0,1 mol/L $[OH^-] = 0{,}1$ mol/L

$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} \Rightarrow n_{OH^-} = 0{,}1\cdot5\cdot10^{-3} = 5\cdot10^{-4}$ mol OH^-

$n_{OH^-} > n_{H^+} \Rightarrow pH > 7$

Solução III:

$HC\ell\,(aq) \rightarrow H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$

0,2 mol/L $[H^+] = 0{,}2$ mol/L 0,2 mol/L

$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow 0{,}2 = \frac{n_{H^+}}{30\cdot10^{-3}} \Rightarrow n_{H^+} = 6\cdot10^{-3}$ mol H^+

$NaOH\,(aq) \rightarrow Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

0,2 mol/L 0,2 mol/L $[OH^-] = 0{,}2$ mol/L

$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} \Rightarrow n_{OH^-} = 0{,}2\cdot15\cdot10^{-3} = 3\cdot10^{-3}$ mol OH^-

$n_{OH^-} < n_{H^+} \Rightarrow pH < 7$

26. a
Tubo 1 = Indicador: alaranjado de metila
A solução-tampão tem pH = 7, logo a solução do tubo 1 apresentará coloração amarelada (pH > 4,4).
Tubo 2 = Indicador: tornassol azul
A solução-tampão tem pH = 7, logo a solução do tubo 2 apresentará coloração azul violeta (pH > 6,9).
Tubo 3 = Indicador: fenolftaleína
A solução-tampão tem pH = 7, logo a solução do tubo 3 será incolor (pH < 8,2).

27.
a) Quantidade de $HC\ell$ em 10 mL de solução 0,1 mol/L:

1000 mL ——— 0,1 mol

10 mL ——— $n_{HC\ell} = 0{,}001$ mol

Quantidade de NaOH em 90 mL de solução 0,01 mol/L:

1000 mL ——— 0,01 mol

90 mL ——— $n_{NaOH} = 0{,}0009$ mol

$HC\ell\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightleftarrows NaC\ell\,(aq) + H_2O\,(\ell)$

$n_{HC\ell} = 0{,}001$ mol $n_{NaOH} = 0{,}0009$ mol

excesso de $HC\ell$:

$0{,}001 - 0{,}0009 =$ 0,0001 mol

pH da solução resultante, de volume 10 mL + 90 mL = = 100 mL ou 0,1 L:

$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} = \frac{0{,}0001\text{ mol}}{0{,}1\text{ L}} = 0{,}001 \text{ ou } 10^{-3}\text{ mol/L} \Rightarrow pH = 3$

b) Na faixa de pH entre 1,0 e 3,0, a coloração observada será a vermelha.

p. 569 Aprofundando seu conhecimento

1. c
Tanto a água sanitária (solução aquosa de hipoclorito de sódio) quanto a soda cáustica (solução aquosa de hidróxido de sódio) apresentam caráter básico, portanto as respectivas soluções aquosas possuem pH > 7 a 25 °C.
Hidrólise do íon hipoclorito:

$C\ell O^-\,(aq) + HOH\,(\ell) \rightleftarrows HC\ell O\,(aq) + OH^-\,(aq)$

Dissociação do hidróxido de sódio:

$NaOH\,(aq) \rightarrow Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

2. d

I. Correta. As águas fluviais apresentam $pH < 7 \Rightarrow [H^+] > 10^{-7}$ mol/L.

II. Incorreta. A água do Dique de Tororó é alcalina, pois pH > 7.

III. Correta. A tabela indica que as águas salgadas apresentam pH maiores que as fluviais, portanto encerram menores concentrações de H^+.

3. b
Sob a perspectiva do químico:
Com a garrafa fechada → mistura homogênea (uma única fase).
Com a garrafa aberta → mistura bifásica (formação de bolhas no líquido).
A presença do gás carbônico confere à bebida o caráter ácido, pH < 7:

$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftarrows HCO_3^-\,(aq) + OH^-\,(aq)$

Teor de etanol: 4,5% v/v

100 mL bebida ——— 4,5 mL etanol

1 000 mL bebida ——— v = 45 mL etanol

4. d
O camarão sobrevive em pH tal que 5,5 < pH < 5,8.
O caramujo sobrevive em pH tal que 7,0 < pH < 7,5.
A: pH = 7 (neutro) → caramujo
B: pH > 7 (básico) → caramujo
C: pH < 7 (ácido) → camarão

5. De acordo com o enunciado, no tratamento de água com resina de troca iônica, os íons indesejáveis devem ser removidos.

Na solução aquosa inicial contendo cloreto de sódio e sulfato de cobre II, temos presentes as seguintes espécies iônicas: Na^+ (aq), $C\ell^-$ (aq), Cu^{2+} (aq), SO_4^{2-} (aq), H^+ (aq) e OH^- (aq) (esses dois últimos provenientes de autoionização da água).
A passagem da solução pela resina do tipo I (removedora de cátions) faz com que:

a) Na^+ (aq) e Cu^{2+} (aq) sejam trocados por H^+ (aq). O eluído conterá H^+ (aq), além de $C\ell^-$ (aq), SO_4^{2-} (aq) e OH^- (aq).

b) O pH desse eluído será menor que 7 em virtude da troca de Na^+ (aq) e Cu^{2+} (aq) por H^+ (aq).

c) A passagem do primeiro eluído através da coluna preenchida com resina do tipo II faz com que os ânions $C\ell^-$ (aq) e SO_4^{2-} (aq) sejam retidos pela matriz polimérica.

d) O eluído da coluna com resina do tipo II terá pH igual a 7 (supondo-se eficiência total das resinas), pois as cargas positivas dos íons Na^+ (aq) e Cu^{2+} (aq) foram trocadas por H^+ (aq) e, em seguida, as cargas negativas dos íons $C\ell^-$ (aq) e SO_4^{2-} (aq) foram trocadas por OH^-, resultando um meio final neutro, de pH = 7.

6. a
Sempre ácido, pH < 7.

7. e

Suco gástrico	$1 < pH < 3$	$10^{-3}\ mol/L < [H^+] < 10^{-1}\ mol/L$	$\frac{10^{-1}}{10^{-3}} = 10^2$
Plasma	$7,3 < pH < 37,5$	$10^{-7,5}\ mol/L < [H^+] < 10^{-7,3}\ mol/L$	$\frac{10^{-7,3}}{10^{-7,5}} = 10^{0,2}$
Urina	$4,8 < pH < 8,4$	$10^{-8,4}\ mol/L < [H^+] < 10^{-4,8}\ mol/L$	$\frac{10^{-4,8}}{10^{-8,4}} > 10^3$
Saliva	$6,5 < pH < 7,5$	$10^{-7,5}\ mol/L < [H^+] < 10^{-6,5}\ mol/L$	$\frac{10^{-6,5}}{10^{-7,5}} = 10^1$
Leite materno	$6,8 < pH < 7,0$	$10^{-7,0}\ mol/L < [H^+] < 10^{-6,8}\ mol/L$	$\frac{10^{-6,8}}{10^{-7,0}} = 10^{0,2}$

8. a
$HA \rightleftarrows H^+ + A^-$
Quando o ácido é fraco, o grau de ionização é pequeno e a concentração do ácido na forma molecular é maior que a dos íons formados: $[HA] > [H^+] = [A^-]$
No entanto, mesmo nos ácidos fracos, $[H^+] > [OH^-]$. Assim, $[HA] > [H^+] = [A^-] > [OH^-]$.

9. c

$6,02 \cdot 10^{23}$ íons ——— 1 mol de íons
$3,01 \cdot 10^{14}$ íons ——— $n_X = 5,0 \cdot 10^{-10}$ mol de íons
$6,02 \cdot 10^{19}$ íons ——— $n_Y = 1,0 \cdot 10^{-4}$ mol de íons

$$[H^+]_X = \frac{n_{H^+}}{V} = \frac{5,0 \cdot 10^{-10}\ mol}{500 \cdot 10^{-3}\ L} = 1,0 \cdot 10^{-9}\ mol/L \Rightarrow pH_X = 9\ (básico)$$

$$[H^+]_Y = \frac{n_{H^+}}{V} = \frac{1,0 \cdot 10^{-4}\ mol}{100 \cdot 10^{-3}\ L} = 1,0 \cdot 10^{-3}\ mol/L \Rightarrow pH_Y = 3\ (ácido)$$

10. pH = 13: o volume de A diminui e o de B aumenta.

$Ba(OH)_2$ (aq) → Ba^{2+} (aq) + 2 OH^- (aq)
$5,0 \cdot 10^{-2}\ mol/L$ $5,0 \cdot 10^{-2}\ mol/L$ $[OH^-] = 10 \cdot 10^{-2}\ mol/L$

$[OH^-] = 10 \cdot 10^{-2}\ mol/L = 10^{-1}\ mol/L \Rightarrow pOH = 1$ e $pH = 13$
A solução contida em A é menos concentrada que a solução em B, e com isso a água evapora com mais facilidade. Assim, o volume de água que evapora em A é maior que em B.
Quando o ar interno fica saturado de vapor-d'água, passa a ocorrer condensação, sem diferenciação entre os frascos, ou seja, o volume que condensa em A e em B é o mesmo.
Dessa forma, ocorre aumento no volume da solução em B, e diminuição do volume da solução em A.

11. c
Concentração final de $HC\ell$:

$[HC\ell]_{final} \cdot V_{final} = [HC\ell]_{inicial} \cdot V_{inicial}$

$[HC\ell]_{final} = \frac{[HC\ell]_{inicial} \cdot V_{inicial}}{V_{final}} = \frac{0{,}02\ mol/L \cdot 50mL}{1000mL} = 1{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol/L$

$HC\ell$ é um ácido forte e pode-se considerá-lo 100% ionizado. Assim, pH = 3.

12. 73

Amostra	pH	$[H^+]$	n_{H^+}
Suco gástrico	2	10^{-2} mol/L	$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow 1{,}0 \cdot 10^{-2} mol/L = \frac{n_{H^+}}{70 \cdot 10^{-3}\ L}$ $n_{H^+} = 7{,}0 \cdot 10^{-4} mol$
Suco de maçã verde	3	10^{-3} mol/L	$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow 1{,}0 \cdot 10^{-3} mol/L = \frac{n_{H^+}}{30 \cdot 10^{-3}\ L}$ $n_{H^+} = 0{,}3 \cdot 10^{-4} mol$

$(n_{H^+})_{total} = 7{,}0 \cdot 10^{-4} mol + 0{,}3 \cdot 10^{-4} mol = 7{,}3 \cdot 10^{-4} mol$

$[H^+]_{total} = \frac{(n_{H^+})_{total}}{V} = \frac{7{,}3 \cdot 10^{-4} mol}{100 \cdot 10^{-3}\ L} = 73 \cdot 10^{-4}\ mol/L$

13.

a) Solução de fenolftaleína: em meio básico torna-se rósea, em meios neutro ou ácido torna-se incolor. Antes do aquecimento do PVC, a coloração é rósea, pois o meio é básico. A solução final apresenta excesso de $HC\ell$, por isso torna-se incolor.

b) Concentração molar do $HC\ell$:

$[HC\ell] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{3{,}65 \cdot 10^{-3}\ g}{3{,}65\ g/mol \cdot 1\ L} = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\ mol/L$

c) A hidrólise de sais derivados do $HC\ell$ produz soluções ácidas, diminuindo o pH do meio e prejudicando o meio aquático.

d) O ácido ataca o zinco metálico: $Zn + 2\ HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2$ (reação de deslocamento).

14. e

$[H^+]$ provenientes das ionizações de todos os ácidos:

$HC\ell$: $HC\ell\ (aq) \rightleftarrows H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$
0,01 mol/L — $[H^+] = 0{,}01$ mol/L

HNO_3: $HNO_3\ (aq) \rightleftarrows H^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq)$
0,03 mol/L — $[H^+] = 0{,}03$ mol/L

H_2SO_4: $H_2SO_4\ (aq) \rightleftarrows 2\ H^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$
0,005 mol/L — $[H^+] = 2 \cdot 0{,}005$ mol/L $= 0{,}01$ mol/L

$[H^+]_{total} = 0{,}01 + 0{,}03 + 0{,}01 = 0{,}05$ ou $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L $\Rightarrow pH = -\log(5 \cdot 10^{-2}) = 1{,}3$

15. $7{,}3 < pH < 7{,}5$

$[H^+]\ 3 \cdot 10^{-8}$ mol/L $\Rightarrow pH = -\log(3 \cdot 10^{-8}) = 7{,}5 \Rightarrow [H^+] = 5 \cdot 10^{-8}$ mol/L $\Rightarrow pH = -\log(5 \cdot 10^{-8}) = 7{,}3$

Faixa de pH no sangue: $7{,}3 < pH < 7{,}5$.

16. a

Os íons H^+ e OH^- são provenientes da autoionização do H_2O:

$H_2O\ (\ell) \rightleftarrows H^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

$pH = 7{,}3 \Rightarrow [H^+] = 10^{-7{,}3} = 5 \cdot 10^{-8}$ mol/L

$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow 5 \cdot 10^{-8} = \frac{n_{H^+}}{500 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow n_{H^+} = 2{,}5 \cdot 10^{-8}\ mol\ H^+$

1 mol de íons ——— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons

$2{,}5 \cdot 10^{-8}$ mol de íons ——— $N = 1{,}506 \cdot 10^{16}$ íons H^+

pH = 7,3 e pH + pOH = 14 ⇒ pOH = 6,7 e $[OH^-]$ = $= 10^{-6,7} = 2 \cdot 10^{-7}$ mol/L

pOH = 6,7 ⇒ $[OH^-] = 10^{-6,7} = 2 \cdot 10^{-7}$ mol/L

$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} \Rightarrow 2 \cdot 10^{-7} = \frac{n_{OH^-}}{500 \cdot 10^{-3}}$

$n_{OH^-} = 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol OH^-

1 mol de íons ——— $6,02 \cdot 10^{23}$ íons

$1,0 \cdot 10^{-7}$ mol de íons ——— $N = 6,02 \cdot 10^{16}$ íons OH^-

17.

a) HB tem grau de ionização 100%. Assim,

$$HB\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + B^-\,(aq)$$

$8 \cdot 10^{-3}$ mol/L $[H^+] = 8 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$[H^+] = 8 \cdot 10^{-3} \Rightarrow pH = -\log(8 \cdot 10^{-3}) = 2,1$

b) Se o pH da solução de HA também é 2,1, então $[H^+]$ para essa solução também vale $8 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

$$HB\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + B^-\,(aq)$$

[HB] $[H^+] = \alpha \cdot [HB]$

1 mol/L $8 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$[H^+] = \alpha \cdot [HB] \Rightarrow 8 \cdot 10^{-3} = \alpha \cdot 1 \Rightarrow \alpha = 8 \cdot 10^{-3}$ ou 0,8%

18.

a) Taxa de formação do ácido láctico:

$$v(C_3H_6O_3) = \frac{\Delta[C_3H_6O_3]}{\Delta t} = \frac{(3,0-0,5)\,mmol/L}{(200-0)\,s} =$$

$$= 1,25 \cdot 10^{-2}\ mmol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

b) Se, em média, 4 moléculas de ácido láctico sofrem ionização a cada 100 moléculas, então $\alpha = \frac{4}{100} = 4\%$. Sendo o ácido láctico um monoácido,

$$C_3H_6O_6\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + C_3H_5O_6^-\,(aq)$$

M αM

$2,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L $[H^+] = 4 \cdot 10^{-2} \cdot 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$[H^+] = 1 \cdot 10^{-4}$ mol/L ⇒ pH = 4

19.

a) Estômago: 1,0 < pH < 3,0
Duodeno: 6,0 < pH < 6,5
Intestino: 7,0 < pH < 8,0

b) No estômago:
pH = 1,0 ⇒ $[H^+]_{máx} = 10^{-1}$ mol/L
pH = 3,0 ⇒ $[H^+]_{mín} = 10^{-3}$ mol/L

Média aritmética entre as concentrações:

$$\frac{0,1 + 0,001}{2} = 0,050\ mol/L$$

c) Representando o Ibuprofen como RCOOH:

$$RCOOH \rightleftarrows H^+ + RCOO^-$$

forma molecular (neutra)

A melhor absorção se dá quando as moléculas do medicamento se encontram na forma neutra. Isso ocorre quando o equilíbrio representado está deslocado para a esquerda, em presença de H^+ (meio ácido). Portanto, a substância será preferencialmente absorvida no estômago.

20. Corretas: 01 + 04 + 08 +32 = 45

01. Correta. Ambos são monoácidos.

$$HC\ell\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq) \quad \text{ácido forte}$$

$$HC\ell O\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + C\ell O^-\,(aq) \quad \text{ácido forte}$$

02. Incorreta. Com a diminuição de [HCℓO] ocorre diminuição da velocidade da reação inversa; o equilíbrio fica deslocado para a direita.

04. Correta.

$$C\ell_2 + H_2O \longrightarrow HC\ell + HC\ell O$$

0 (redução) −1 +1 (oxidação)

08. Correta.

16. Incorreta. A adição de base diminuirá a $[H^+]$, e o pH aumentará.

32. Correta.

$$HC\ell O\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightleftarrows NaC\ell O\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

21.

a) O aumento da concentração de CO_2 aumenta a velocidade da reação direta e com isso o equilíbrio é deslocado para a direita, aumentando a $[H^+]$ e diminuindo o pH do sangue.

b) pH = 7,0 ⇒ $[H^+] = 10^{-7}$ mol/L
Sendo H_2CO_3 um ácido fraco, considera-se apenas a primeira ionização:

$$H_2CO_3(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

10^{-3} $\alpha \cdot 10^{-3}$

$[H^+] = \alpha \cdot 10^{-3} = 10^{-7}$ mol/L ⇒ $\alpha = 10^{-4}$ ou 0,01%

22. b

Com o aumento da concentração de CO_2, a velocidade da reação direta aumenta e com isso o equilíbrio é deslocado para a direita, aumentando $[H^+]$ e diminuindo o pH.

23. a

$$H_2SO_3\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + HSO_3^-\,(aq)$$

A adição de uma solução ácida aumenta $[H^+]$, aumentando a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda com consequente aumento de $[H_2SO_3]$.

24. d

A dissolução de CO_2 na água leva à formação do ácido carbônico:

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftarrows H_2CO_3\,(aq)$$

Esse ácido se ioniza, aumentando $[H^+]$ e diminuindo o pH da água:

$$H_2CO_3\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$$

25. d

$$RCOOH \rightleftarrows H^+ + RCOO^-$$

[RCOOH] $[H^+] = \alpha \cdot [RCOOH]$

pH = 4 ⇒ $[H^+] = 10^{-4}$ mol/L

$$[RCOOH] = \frac{0,1\,mol}{0,1\,L} = 1\,mol/L$$

$[H^+] = \alpha \cdot [RCOOH] \Rightarrow 10^{-4} = \alpha \cdot 1 \Rightarrow \alpha = 10^{-4}$

Finalmente, $K_a = \alpha^2 \cdot [RCOOH] = (10^{-4})^2 \cdot 1 = 10^{-8}$

26. c

Sendo HNO_3 um ácido forte, $pH = 2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-2}$ mol/L e $[HNO_3] = 10^{-2}$ mol/L.

Sendo HCOOH um ácido fraco, $pH = 2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-2}$ mol/L; calculado $[H^+]$:

$$[H^+] = \alpha \cdot [HCOOH] \Rightarrow \alpha = \frac{[H^+]}{[HCOOH]}$$

$$K_a = \alpha^2 \cdot [HCOOH] = \left[\frac{[H^+]}{[HCOOH]}\right]^2 \cdot [HCOOH]$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HCOOH]} \Rightarrow 10^{-4} = \frac{10^{-4}}{[HCOOH]} \Rightarrow$$

$$[HCOOH] = 1{,}0\ mol/L$$

27. a

Reação:

$$H_2SO_4\,(aq) + Ca(OH)_2\,(aq) \rightleftarrows CaSO_4\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

1 mol 1 mol

Quantidade de base adicionada:

$$n_{Ca(OH)_2} = \frac{0{,}74\ g}{74\ g/mol} = 0{,}01\ mol$$

Os reagentes estão em proporção estequiométrica:

$$n_{Ca(OH)_2} = n_{H_2SO_4} = 0{,}01\ mol$$

Portanto, ao final da reação, teremos solução neutra e pH = 7.

28. b

$pH = 1{,}0 \Rightarrow [H^+] = 10^{-1}$ mol/L

$pH = 2{,}0 \Rightarrow [H^+] = 10^{-2}$ mol/L

Em cada litro, $\Delta n_{H^+} = 0{,}10\ mol - 0{,}01\ mol = 0{,}09\ mol$, H^+ deve ser neutralizado para passar o pH de 1 para 2. É necessário, para isso, 0,09 mol de íons OH^- provenientes do $MgC\ell_2$:

$$Mg(OH)_2\,(aq) \rightleftarrows Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

$n_{Mg(OH)_2} = 0{,}045\ mol$ 0,09 mol

$$n_{Mg(OH)_2} = \frac{m_{Mg(OH)_2}}{58\ g/mol} = 0{,}045\ mol \Rightarrow m_{Mg(OH)_2} = 2{,}61\ g$$

29. d

Quantidade de íons de cada solução:

$Mg(OH)_2$

$$Mg(OH)_2\,(aq) \rightleftarrows Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

1 mol 2 mol

$$[Mg(OH)_2] = \frac{n_{Mg(OH)_2}}{V};\ 0{,}1 = \frac{n_{Mg(OH)_2}}{0{,}25} \Rightarrow n_{Mg(OH)_2} = 0{,}05\ mol$$

Logo, $n_{OH^-} = 0{,}1\ mol$

HNO_3

$$HNO_3\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$$

1 mol 1 mol

$$[HNO_3] = \frac{n_{HNO_3}}{V};\ 0{,}2 = \frac{n_{HNO_3}}{0{,}15} \Rightarrow n_{HNO_3} = 0{,}03\ mol$$

Logo, $n_{H^+} = 0{,}03$ mol

$HC\ell$

$$HC\ell\,(aq) \rightleftarrows H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

1 mol 1 mol

$$[HC\ell] = \frac{n_{HC\ell}}{V};\ 0{,}18 = \frac{n_{HC\ell}}{0{,}1} \Rightarrow n_{HC\ell} = 0{,}018\ mol$$

Logo, $n_{H^+} = 0{,}018$ mol.

$\left.\begin{array}{l}(n_{H^+})_{total} = 0{,}018 + 0{,}03 = 0{,}048\ mol\ H^+ \\ (n_{OH^-})_{total} = 0{,}05\ mol\ OH^-\end{array}\right\} \Rightarrow$ há excesso de $0{,}048 - 0{,}05 =$ $= 0{,}002$ mol de íons OH^-

$V_{total} = 0{,}25\ L + 0{,}15\ L + 0{,}10\ L = 0{,}5\ L$

$$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} = \frac{0{,}002}{0{,}5} = 4 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

$$pH = -\log\left(4 \cdot 10^{-3}\right) = 3 - \log 4$$

Finalmente, sendo pH + pOH = 14:

$pH = 14 - 3 + \log 4 = 11 + \log 4$

$11 < pH < 12$

30. b

Segundo equilíbrio:

$$HC\ell O\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftarrows C\ell O^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

$pKa = 7{,}53 \Rightarrow K_a = 10^{-7{,}53}$

Se o $HC\ell O$ tem ação desinfetante 80 vezes maior que o íon correspondente, é desejável encontrar uma situação de equilíbrio em que a concentração de $HC\ell O$ supere a de $C\ell O^-$.

Em soluções básicas, o equilíbrio fica deslocado para a direita, predominando $C\ell O^-$ sobre o $HC\ell O$.

Em soluções neutras:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [C\ell O^-]}{[HC\ell O]};\ 10^{-7{,}53} = \frac{10^{-7} \cdot [C\ell O^-]}{[HC\ell O]} \Rightarrow$$

$$\frac{[C\ell O^-]}{[HC\ell O]} = \frac{10^{-7{,}53}}{10^{-7}} \approx 1$$

Em outras palavras, em meio neutro as concentrações do ácido e do íon são aproximadamente iguais.

Em solução ácida de pH = 5:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [C\ell O^-]}{[HC\ell O]};\ 10^{-7{,}53} = \frac{10^{-5} \cdot [C\ell O^-]}{[HC\ell O]} \Rightarrow$$

$$\frac{[C\ell O^-]}{[HC\ell O]} = \frac{10^{-7{,}53}}{10^{-5}} \approx \frac{1}{100}$$

Em outras palavras, a concentração do ácido é em torno de 100 vezes a do íon.

Para soluções ácidas cujos valores de pH são menores que 5, a concentração do $HC\ell O$ é mais de 100 vezes a do íon. Portanto, a melhor opção para se conseguir a desinfecção da água é a da alternativa *b*.

31.

a)

	$CO_2\,(aq)$	+ $H_2O\,(\ell)$ ⇄	$HCO_3^-\,(aq)$	+ $H^+\,(aq)$
início	$3{,}7 \cdot 10^{-3}$ mol/L		–	–
ionização	x		x	x
equilíbrio	$(3{,}7 \cdot 10^{-3} - x)$ mol/L		x mol/L	x mol/L

Como a constante de equilíbrio é muito pequena, a quantidade *x* que reage também é muito pequena, prevalecendo o CO_2 no equilíbrio:

$[CO_2] = (3{,}7 \cdot 10^{-3} - x) \cong 3{,}7 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$$K_C = \frac{[H^+]\cdot[HCO_3^-]}{[CO_2]};\ 4{,}3\cdot10^{-7} = \frac{x\cdot x}{3{,}7\cdot10^{-3}}$$

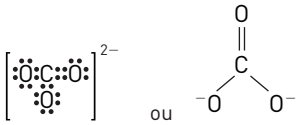
$$\Rightarrow x = 4\cdot10^{-5}\ mol/L = [H^+]$$

b) $[H^+] = 4\cdot10^{-5}$ mol/L $\Rightarrow$ pH $= -\log(4\cdot10^{-5}) = 4{,}4$

32.

a) $CO_2(g) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + H_2O(\ell)$

ânion carbonato:



ou

b)

$[CO_2] = 2{,}3\cdot10^{-2}$ mol/L e $[H_2CO_3] = 1{,}0\%[CO_2] = 2{,}3\cdot10^{-4}$ mol/L

	$H_2CO_3(aq)$	$\rightleftarrows$	$HCO_3^-(aq)$	+	$H^+(aq)$
início	$2{,}3\cdot10^{-4}$ mol/L		–		–
ionização	x		x		x
equilíbrio	$(2{,}3\cdot10^{-4} - x)$ mol/L		x mol/L		x mol/L

Como a constante de equilíbrio é muito pequena, a quantidade *x* que reage também é muito pequena, prevalecendo o H_2CO_3 no equilíbrio:

$[H_2CO_3] = (2{,}3\cdot10^{-4} - x) \cong 2{,}3\cdot10^{-4}$ mol/L

$$K_C = \frac{[H^+]\cdot[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]};\ 4{,}4\cdot10^{-7} = \frac{x\cdot x}{2{,}3\cdot10^{-4}}$$

$$\Rightarrow x \cong 1\cdot10^{-5}\ mol/L = [H^+]$$

$[H^+] = 1\cdot10^{-5}$ mol/L $\Rightarrow$ pH $= 5$

33.

$HC\ell$ consumido:

$$[HC\ell] = \frac{n_{HC\ell}}{V};\ 6 = \frac{n_{HC\ell}}{2} \Rightarrow n_{HC\ell} = 12\ mol$$

NaOH adicionado:

$$[NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V};\ 1 = \frac{n_{NaOH}}{2} \Rightarrow n_{NaOH} = 2\ mol$$

Reação:

$HC\ell(aq)$	+	$NaOH(aq)$	$\rightleftarrows$	$NaC\ell(aq)$	+	$H_2O(\ell)$
1 mol		1 mol				
12 mol		2 mol				
excesso de 10 mol						

Concentração do excesso:

$$[HC\ell] = \frac{n_{HC\ell}}{V} = \frac{10\ mol}{1000L} = 0{,}01 mol/L$$

Como $HC\ell$ é um ácido forte, $[H^+] = [HC\ell] = 0{,}01$ ou 10^{-2} mol/L e pH $= 2$.

34. d

Quantidade de H_2SO_4:

$$[H_2SO_4] = \frac{n_{H_2SO_4}}{V};\ 0{,}04 = \frac{n_{H_2SO_4}}{1} \Rightarrow n_{H_2SO_4} = 0{,}04 mol$$

$$n_{H^+} = 2n_{H_2SO_4} = 0{,}08 mol\ H^+$$

Quantidade de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V};\ 0{,}04 = \frac{n_{NaOH}}{3} \Rightarrow n_{NaOH} = 0{,}12\ mol$$

$$n_{H^+} = n_{NaOH} = 0{,}12 mol\ OH^-$$

$$\left.\begin{array}{l} n_{H^+} = 0{,}08\ mol\ H^+ \\ n_{OH^-} = 0{,}12\ mol\ OH^- \end{array}\right\} \Rightarrow \text{há excesso de } 0{,}12 - 0{,}08 = 0{,}04 \text{ mol de } OH^-.$$

$[OH^-]$ na solução final:

$$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} = \frac{0{,}04\ mol}{4\ L} = 0{,}01 mol/L \Rightarrow pOH = 2$$

$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 12$

35. e

Quantidade de OH^-:

$$[KOH] = \frac{n_{KOH}}{V};\ 2 = \frac{n_{KOH}}{1{,}0\cdot10^{-3}\ L} \Rightarrow n_{KOH} = 2{,}0\cdot10^{-3}\ mol\ KOH$$

$$n_{OH^-} = n_{KOH} = 2{,}0\cdot10^{-3}\ mol\ OH^-$$

Quantidade de H^+:

$$[HC\ell] = \frac{n_{HC\ell}}{V};\ 0{,}01 = \frac{n_{HC\ell}}{100\cdot10^{-3}\ L} \Rightarrow n_{HC\ell} = 1{,}0\cdot10^{-3}\ mol\ HC\ell$$

$$n_{H^+} = n_{HC\ell} = 1{,}0\cdot10^{-3}\ mol\ H^+$$

$$\left.\begin{array}{l} n_{H^+} = 1{,}0\cdot10^{-3}\ mol\ H^+ \\ n_{OH^-} = 2{,}0\cdot10^{-3}\ mol\ OH^- \end{array}\right\} \Rightarrow \text{há excesso de } 2{,}0\cdot10^{-3} - 1{,}0\cdot10^{-3} = 1{,}0\cdot10^{-3} \text{ mol de } OH^-.$$

$[OH^-]$ na solução final:

$$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} = \frac{1{,}0\cdot10^{-3} mol}{101\cdot10^{-3}\ L} \cong 0{,}01 mol/L = 1{,}0\cdot10^{-2}\ mol/L$$

$pOH = 2$

$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 12$.

36.

a) maior caráter ácido = suco de limão (menor pH); maior caráter básico = leite de magnésia (maior pH)

b) Com o refrigerante aberto, parte do CO_2 dissolvido se desprende, diminuindo sua concentração na solução. O equilíbrio de dissolução fica então deslocado para a esquerda, o que diminui $[H^+]$ e o pH aumenta.

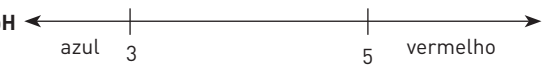
c) $Mg(OH)_2(aq) + 2\ HC\ell(aq) \rightleftarrows MgC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$; produto formado: cloreto de magnésio.

d) Comparando soluções ácidas de mesma concentração molar, quanto maior o valor de K_a, maior o grau de ionização e, portanto, mais forte é o ácido:

ácido carbônico < ácido acético < ácido cítrico

$[H^+] = 10^{-5}$ mol/L $\Rightarrow$ pH $= 5{,}0$

$[H^+] = 10^{-3}$ mol/L $\Rightarrow$ pH $= 3{,}0$



Água do mar (pH = 8,0): vermelho

Saliva humana (pH = 6,3): vermelho

Suco gástrico (pH = 2,5): azul

37.

a) No equilíbrio, coexistem todas as espécies.

Em I, de meio ácido, predomina a espécie não ionizada, pois a alta concentração de H^+ desloca o equilíbrio para a esquerda. $[Ind] > [Ind^-]$

Em II, as duas espécies coloridas apresentam a mesma concentração. $[Ind] = [Ind^-]$

Em III, de meio menos ácido, temos $[H^+]$ menor e o equilíbrio se desloca para a direita. $[Ind] < [Ind^-]$

b)

$K_a = \frac{[H^+]\cdot[Ind^-]}{[Ind]}$. De acordo com o gráfico, $[Ind] = [Ind^-]$ em II.

Assim, $K_a = |[H^+]| = 3{,}2 \cdot 10^{-4}$.

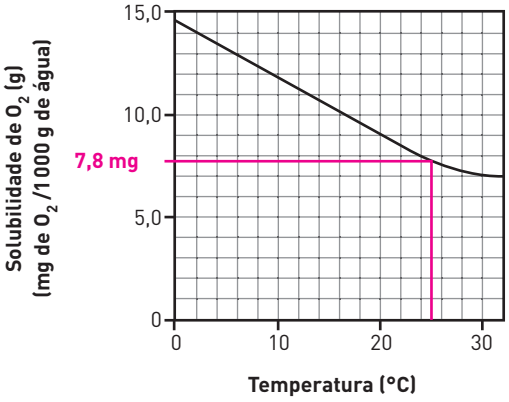
38.

a) O aquário de paredes retangulares encerra volume de água igual à sua capacidade na altura de 50 cm, ou seja: $V = 40 \cdot 50 \cdot 50 = 100\,000\ cm^3$.
Sendo 1,0 g/cm³ a densidade da água, a sua massa é de 100 000 g.
Essa massa de água contém 500 mg de O_2 dissolvido a 25 °C:

100 000 g H_2O ——— 500 mg de O_2

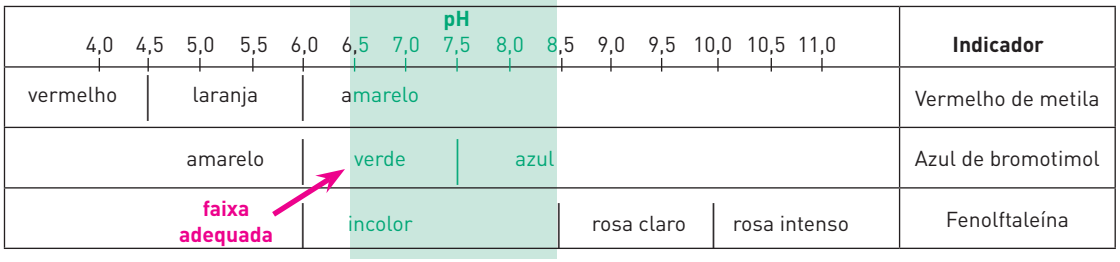
1 000 g H_2O ——— m = 5 mg O_2

Analisando o gráfico, vemos que a solubilidade do oxigênio é de 7,8 mg/1 000 g H_2O (25° C).



Logo, a água do aquário não está saturada de oxigênio.

b) Usando o indicador azul de bromotimol, observou-se coloração azul, evidenciando pH maior que 7,5.
Usando fenolftaleína, temos ausência de coloração em 7,5 < pH < 8,5 e cor rosada para pH > 8,5.



CAPÍTULO 31

p. 584 Exercícios fundamentais

1. Cloreto de amônio: $NH_4C\ell$
base: NH_4OH (fraca); ácido: $HC\ell$ (forte) ⇒ pH < 7

2. Cloreto de sódio: $NaC\ell$
base: NaOH (forte); ácido: $HC\ell$ (forte) ⇒ pH = 7

3. Nitrato de potássio: KNO_3
base: KOH (forte); ácido: HNO_3 (forte) ⇒ pH = 7

4. Nitrato de prata: $AgNO_3$
base: AgOH (fraca); ácido: HNO_3 (forte) ⇒ pH < 7

5. Bicarbonato de potássio: $KHCO_3$
base: KOH (forte); ácido: H_2CO_3 (fraco) ⇒ pH > 7

6. Acetato de cálcio: $Ca(H_3CCOO)_2$
base: $Ca(OH)_2$ (forte); ácido: H_3CCOOH (fraco) ⇒ pH > 7

7. Acetato de sódio: NaH_3CCOO
$H_3CCOO_2\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows H_3CCOOH\ (aq) + OH^-\ (aq)$

8. Nitrato de prata: $AgNO_3$
$Ag^+\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows AgOH\ (s) + H^+\ (aq)$

9. Sulfato de alumínio: $A\ell_2(SO_4)_3$
$A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ H_2O\ (\ell) \rightleftarrows A\ell(OH)_3\ (s) + 3\ H^+\ (aq)$

p. 584 Testando seu conhecimento

1. b
Produz uma solução básica o sal formado por uma base forte e um ácido fraco, ocorrendo a hidrólise do ânion:
$CO_3^{2-}\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows OH^-\ (aq) + HCO_3^-\ (aq)$

2. c
A hidrólise do composto $NH_4C\ell$ pode ser representada pela equação:
$NH_4C\ell + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+ + C\ell_2$

3. Apresentam caráter ácido as soluções cujos sais são formados por um ácido forte e uma base fraca:

II. $AgNO_3$: AgOH (base fraca) e HNO_3 (ácido forte).

III. $NH_4C\ell$: NH_4OH (base fraca) e $HC\ell$ (ácido forte).

4. Apresentam caráter alcalino as soluções cujos sais são formados por um ácido fraco e uma base forte:

I. KCN: KOH (base forte) e HCN (ácido fraco).

IV. Na_2CO_3: NaOH (base forte) e H_2CO_3 (ácido fraco).

5. Não ocorre hidrólise na solução cujos cátions vêm de base forte e cujos ânions vêm de ácido forte:

V. $KC\ell$: KOH (base forte) e $HC\ell$ (ácido forte).

6. Ocorre somente hidrólise do cátion quando ele tem origem em uma base fraca, tendo o ânion origem em um ácido forte:

II. $AgNO_3$

III. $NH_4C\ell$

7. Ocorre somente hidrólise do ânion quando ele tem origem em um ácido fraco, tendo o cátion origem em uma base forte:

I. KCN

IV. Na_2CO_3

8. Ocorre hidrólise do cátion e do ânion quando o sal é formado por um ácido e uma base fracos:

VI. NH_4CN
Reação de hidrólise: $NH_4CN + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + HCN$

9. c

I. O ânion acetato sofre hidrólise, tornando o meio básico (pH > 7):
$H_3CCOO^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows H_3CCOOH\ (aq) + OH^-\ (aq)$

II. Não há hidrólise nem do cátion nem do ânion (pH = 7).

III. O cátion amônio sofre hidrólise, tornando o meio ácido (pH < 7):
$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$

10.

a) II < I < III

b) A solução de $NaC\ell$ (I) envolve íons que não sofrem hidrólise, deixando o meio neutro (pH = 7).
A solução de NaF (II) tem pH > 7, devido à hidrólise do ânion:
$F^- + H_2O \rightleftarrows HF + OH^-$
A solução de $NH_4C\ell$ (III) tem pH < 7, devido à hidrólise do cátion:
$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$
Quanto menor o pH, maior a acidez, portanto:
II < I < III

11. c
O ânion hipoclorito sofre hidrólise, aumentando a alcalinidade do meio:
$C\ell O^- + H_2O \rightleftarrows HC\ell O + OH^-$

12. d
Cascas de ovos podem ser usadas para correção da acidez do solo, pois a hidrólise do carbonato de cálcio presente na casca produz solução básica.
$CaCO_3 + 2\ H_2O \rightleftarrows Ca^{2+} + 2\ OH^- + CO_2$
Os íons H^+ consomem os íons OH^-, deslocando o equilíbrio para a direita.

13. e
Os problemas ambientais causados pela drenagem são causados pelo H_2SO_4, o que se corrige pela adição de substâncias básicas. Das opções apresentadas, o carbonato de cálcio se presta a essa função. Reação:
$CaCO_3\ (s) + H_2SO_4\ (aq) \rightleftarrows CaSO_4(s) + 2\ H_2O\ (\ell\ ) + CO_2\ (g)$

14. b

I. leite de magnésia: solução básica (pH > 7)

II. limonada: solução ácida (pH < 7)

III. Salmoura: solução neutra (pH = 7)

Hidrólise do $NaC\ell$:
$Na^+ + C\ell^- + H_2O \rightleftarrows Na^+ + C\ell^- + H^+ + OH^-$

15. c
Equações de hidrólise:

íon carbonato	$CO_3^{2-}\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows HCO_3^-\ (aq) + OH^-\ (aq)$	solução básica
íon amônio	$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows NH_4OH\ (aq) + OH^-\ (aq)$	solução ácida
cloreto de sódio	não sofre hidrólise	meio neutro

16. d
Todas as alternativas exibem sais. Para aumentar o pH da solução ácida com esses recursos, é preciso escolher um sal que sofra hidrólise na água produzindo solução básica. Das opções apresentadas, é o Na_2CO_3 o sal adequado.

$Na_2CO_3\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows 2\ Na^+\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq)$	dissociação
$CO_3^{2-}\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows HCO_3^-\ (aq) + OH^-\ (aq)$	hidrólise do ânion carbonato

17. b
Um substituto do hidróxido de magnésio deve produzir solução de caráter básico.
$NaHCO_3$:

$NaHCO_3\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows Na^+\ (aq) + HCO_3^-\ (aq)$	dissociação
$HCO_3^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftarrows H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g) + OH^-\ (aq)$	hidrólise do ânion bicarbonato

$CaCO_3$:

$CaCO_3\ (s) \rightleftarrows Ca^{2+}\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq)$	dissociação
$CO_3^{2-}\ (aq) + 2\ H_2O \rightleftarrows HCO_3^-\ (aq) + OH^-\ (aq)$	hidrólise do ânion bicarbonato

18.

a)

	H_3COO^-	+ H_2O ⇄	H_3COOH	+ OH^-
início	0,1 mol/L		–	–
reação	$0{,}1\% \cdot 0{,}1 = 10^{-4}$ mol/L		$0{,}1\% \cdot 0{,}1 = 10^{-4}$ mol/L	$0{,}1\% \cdot 0{,}1 = 10^{-4}$ mol/L
equilíbrio	$0{,}1 - 10^{-4} \cong 0{,}1$ mol/L		10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L

b)

$$K_b = \frac{[H_3COOH] \cdot [OH^-]}{[H_3COO^-]} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{10^{-1}} = 10^{-7}$$

19. b

$$K_h = \frac{K_W}{K_a} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-4}} = 2 \cdot 10^{-11}$$

	NO_2^- (aq)	+ H_2O (ℓ) ⇄	HNO_2 (aq)	+ OH^- (aq)
início	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L		–	–
reação	x		x	x
equilíbrio	$5{,}0 \cdot 10^{-2} - x \cong 5{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L		x	x

$$K_h = \frac{[HNO_2] \cdot [OH^-]}{[NO_2^-]} = 2 \cdot 10^{-11} \Rightarrow$$

$$2 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot x}{5 \cdot 10^{-2}} \Rightarrow x = 10^{-6} \text{ mol/L} = [OH^-]$$

$[OH^-] = 10^{-6}$ mol/L ⇒ pOH = 6 e pH = 8

p. 586 Aprofundando seu conhecimento

1. c

I. $H_2SO_4 + 2\,H_2O \rightleftarrows 2\,H_3O + SO_4^{2-}$
meio ácido (pH < 7)

II. $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$
meio básico (pH > 7)

III. $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$
meio básico (pH > 7)

IV. $HC\ell + NaOH \rightleftarrows NaC\ell + H_2O$
meio neutro (pH = 7)

V. $SO_3 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_4 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_4^{2-}$
meio ácido (pH < 7)

2. b
A adição de A tornou a fenolftaleína rósea, indicando que se trata de uma substância de caráter básico.
A adição de B tornou a fenolftaleína incolor, indicando que essa neutralizou o meio básico; a substância B tem, portanto, caráter ácido.
A = $NaHCO_3$
$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$
B = $HC\ell$
$HC\ell + OH^- \rightleftarrows H_2O + C\ell^-$

3.

a) Certo. O ânion carbonato sofre hidrólise, tornando o meio básico:
$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$

b) Certo. Quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação química.

c) Errado. Adicionando suco de limão (que contém ácido cítrico), ocorre o aumento da concentração dos íons H^+ e, com isso, o aumento da velocidade da reação.

d) Errado. O ácido acetilsalicílico é componente do medicamento devido à sua ação analgésica e anti-inflamatória.

4. b

I. $NH_4C\ell$, pois o cátion NH_4^+ sofre hidrólise e torna o meio ácido:
$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$

II. $NaCH_3COO$, pois o ânion CH_3COO^- sofre hidrólise e torna o meio básico:
$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$

III. $KC\ell$, pois nenhum dos íons sofre hidrólise.

5. a
O acetato de sódio em I é um sal de caráter básico, devido à hidrólise do ânion CH_3COO^-:
$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$
O nitrato de bário formado em II tem caráter neutro (formado por um ácido forte e uma base forte) e o cloreto de amônio formado em III tem caráter ácido (formado por um ácido forte e uma base fraca).

6. e
O valor mais baixo de pH corresponde à solução mais ácida, ou seja, de um sal derivado de ácido forte e de base fraca.

$(NH_4)_2SO_4 \rightleftarrows 2\,NH_4^+ + SO_4^{2-}$

$2\,NH_4^+ + SO_4^{2-} + 2\,H_2O \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_4^{2-} + 2\,NH_3 + 2\,H_2O$
(meio ácido)

7. c

I. Correta. A solução aquosa de acetato de sódio tem pH > 7,0, pois produz solução de caráter básico.

II. Incorreta. Ao adicionar ácido ao equilíbrio do acetato, há deslocamento para a direita devido ao consumo dos ânions OH^-.

III. Correta. Quando se adiciona solução de nitrato de magnésio ao equilíbrio de acetato, a solução se torna ácida e o equilíbrio fica deslocado para a direita devido ao consumo dos íons OH^-:
$Mg^{2+} + 2\ NO_3^- + 2\ H_2O \rightleftarrows Mg(OH)_2 + 2H^+ + 2\ NO_3^-$
$Mg^{2+} + 2\ H_2O \rightleftarrows Mg(OH)_2 + 2H^+$ (meio ácido)

8. d

I. Verdadeira. A hidrólise do íon carbonato produz íons OH^-, de acordo com a equação:
CO_3^{2-} (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftarrows$ HCO_3^- (aq) + OH^- (aq)

II. Falsa. O nitrato de sódio não sofre hidrólise, e não altera o pH do meio.

III. Verdadeira. Os íons alumínio sofrem hidrólise ácida, alterando o pH do meio conforme a equação:
$A\ell^{3+}$ (aq) + 3 H_2O (ℓ) $\rightleftarrows$ $A\ell(OH)_3$ (aq) + 3 H^+ (aq)

9.

Em A, o meio será neutro:

$$[NaHCO_3] = \frac{n_{NaHCO_3}}{V};\ 0{,}1 = \frac{n_{NaHCO_3}}{0{,}1\ L} \Rightarrow$$

$n_{NaHCO_3} = 1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L $NaHCO_3$

$$[HC\ell] = \frac{n_{HC\ell}}{V};\ 0{,}1 = \frac{n_{HC\ell}}{0{,}1\ L} \Rightarrow n_{HC\ell} = 1{,}0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L } HC\ell$$

$NaHCO_3$ (aq) + $HC\ell$ (aq) $\rightleftarrows$ $NaC\ell$ (aq) + H_2O (ℓ) + CO_2 (g)

1 mol 1 mol

$1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L

Em B, o meio será levemente básico:

$$[CH_3COOH] = \frac{n_{CH_3COOH}}{V};\ 0{,}1 = \frac{n_{CH_3COOH}}{0{,}1\ L} \Rightarrow n_{CH_3COOH} = 1{,}0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L } CH_3COOH$$

$$[NaHCO_3] = \frac{n_{NaHCO_3}}{V};\ 0{,}1 = \frac{n_{NaHCO_3}}{0{,}1\ L} \Rightarrow n_{NaHCO_3} = 1{,}0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L } NaHCO_3$$

$NaHCO_3$ (aq) + H_3CCOOH (aq) $\rightleftarrows$ NaH_3CCOO (aq) + H_2O (ℓ) + CO_2 (g)

1 mol 1 mol

$1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L

Apesar de os reagentes estarem na proporção estequiométrica e a reação ser de neutralização total, ainda assim a solução resultante terá caráter levemente básico, em virtude da hidrólise do ânion acetato:
CH_3COO^- (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftarrows$ CH_3COOH (aq) + OH^- (aq)
Em C o meio ficará levemente ácido ou levemente básico.
Não há reação entre $NH_4C\ell$ e $NaHCO_3$.
O cátion NH_4^+ sofre hidrólise, tornando o meio ácido:
$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$
O ânion HCO_3^- sofre hidrólise, tornando o meio básico:
$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$
O meio será ácido ou básico dependendo da constante de hidrólise dos dois íons.

10.

a) NH_4^+ (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftarrows$ NH_3 (g) + H_3O^+ (aq)

b) Considerando $[H_2O]$ constante, pois se trata de solvente, $K_c = \dfrac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$.

c) Sendo $[NH_3] = [NH_4^+]$, $K_c = \dfrac{\cancel{[NH_3]} \cdot [H_3O^+]}{\cancel{[NH_4^+]}} = 1{,}0 \cdot 10^{-9} \Rightarrow pH = 9$

d) A solução será ácida. Como K é maior que K_n, a reação de hidrólise dos cátions amônio forma uma maior quantidade de íons H_3O^+ que a quantidade de ânions OH^- formados na autoionização da água. Assim, $[H_3O^+] > [OH^-]$.

11. a

	CO_3^{2-}	+	H_2O	$\rightleftarrows$	HCO_3^-	+	OH^-
início	0,1 mol/L				–		–
reação	x				x		x
equilíbrio	(0,1 – x) mol/L				x mol/L		x mol/L

Sendo K_L pequeno, pode-se considerar $(0,1 - x) \cong 0,1$. Daí,

$$K_L = \frac{[HCO_3^-]\cdot[OH^-]}{[CO_3^{2-}]};\ 2,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,1}$$

$$x = 5,0\cdot10^{-3}\ mol/L = [OH^-]$$

12. c

A partir da hidrólise do benzoato de sódio ($C_7H_5O_2Na$):

$C_7H_5O_2^- + Na^+ + H_2O \rightleftarrows C_7H_5O_2H + Na^+ + OH^-$, ou:

	$C_7H_5O_2^-$	+	H_2O	$\rightleftarrows$	$C_7H_5O_2H$	+	OH^-
início	0,01 mol/L				–		–
reação	x mol/L				x mol/L		x mol/L
equilíbrio	(0,01 – 1) mol/L				x mol/L		x mol/L

Sendo K_h pequeno, pode-se considerar $(0,01 - x) \cong 0,01$. Daí,

$$K_h = \frac{[C_7H_5O_2H]\cdot[OH^-]}{[C_7H_5O_2^-]};\ 1,0 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{0,01}$$

$$x = 1,0\cdot10^{-6}\ mol/L = [C_7H_5O_2H]$$

13.

a)

$2\ AgNO_3$ (aq)	+	Na_2S (aq)	$\rightleftarrows$	Ag_2S (s)	+	$2\ NaNO_3$ (aq)
2 mol				1 mol		
2 mol				248 g		
n = 0,01 mol $AgNO_3$				1,24 g		

$$[AgNO_3] = \frac{n_{AgNO_3}}{V} = \frac{0,01\ mol}{25\cdot10^{-3}\ L} = 0,4\ mol/L$$

b) O caráter será básico, porque o ânion sulfeto sofre hidrólise:

S_2^- (aq) + H_2O (ℓ) $\rightleftarrows$ H_2S (g) + 2 OH^- (aq)

14. Ácido acético:

	H_3CCOOH	+	H_2O	$\rightleftarrows$	H_3CCOO^-	+	H_3O^+
início	0,10 mol/L				–		–
reação	x mol/L				x mol/L		x mol/L
equilíbrio	(0,1 – x) mol/L				x mol/L		x mol/L

Sendo K_h pequeno, pode-se considerar $(0,1 - x) \cong 0,1$. Daí,

$$K_h = \frac{[H_3CCOO^-]\cdot[H_3O^+]}{[H_3CCOOH]};\ 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1}$$

$$x = \sqrt{1,8}\cdot10^{-3}\ mol/L = [H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log(\sqrt{1,8}\cdot10^{-3}) = 2,87$$

Nesse pH, a solução de ácido acético tem cor laranja-escura.

Acetato de amônio:

hidrólise do ânion acetato:

$H_3CCOOH + H_2O \rightleftarrows H_3CCOO^- + H_3O^+$

$$K_h = \frac{K_W}{K_a} = \frac{1,0\cdot10^{-14}}{1,8\cdot10^{-5}}$$

hidrólise do cátion amônio:

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$

$$K_h = \frac{K_W}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

A constante de hidrólise do ânion é igual à constante de hidrólise da base, assim forma-se a mesma quantidade de íons OH^- na hidrólise do CH_3COO^- e de cátions H^+ na hidrólise do NH_4^+. Desse modo, a solução de acetato de amônio é incolor (pH = 7).

15.

a) Cálculo do número de mol de NaOH e HCN:

1 000 mL ——— 0,1 mol NaOH

8,0 mL ——— $n_{NaOH} = 0,8 \cdot 10^{-3}$ mol

1 000 mL ——— 0,1 mol HCN

50,0 mL ——— $n_{HCN} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol

Reação de neutralização total da base:

	HCN	+	NaOH	→	NaCN	+	H_2O
início	$5,0 \cdot 10^{-3}$ mol		$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol		–		–
reação	$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol		$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol		$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol		$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol
final	$(5,0 - 0,8) \cdot 10^{-3}$ mol = 4,2		0		$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol		$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol

Sendo o NaCN um sal solúvel, haverá $0,8 \cdot 10^{-3}$ mol de íons CN^- na solução final.

Equilíbrio da dissociação:

	HCN	⇄	H^+	+	CN^-
início	$4,2 \cdot 10^{-3}$ mol		–		$0,8 \cdot 10^{-3}$ mol
reação	x		x		x
equilíbrio	$(4,2 \cdot 10^{-3} - x)$ mol		x		$(0,8 \cdot 10^{-3} + x)$ mol

Sendo K_a pequeno, pode-se considerar:

$(4,2 \cdot 10^{-3} - x) \cong 4,2 \cdot 10^{-3}$ e também $0,8 \cdot 10^{-3} + x \cong 0,8 \cdot 10^{-3}$. Daí,

$V_{final} = V_{HCN} + V_{NaOH} = 50,0 + 8,0 = 58$ mL ou $58 \cdot 10^{-3}$ L

$$K_a = \frac{[CN^-] \cdot [H^+]}{[HCN]}; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{\frac{0,8 \cdot 10^{-3}}{58 \cdot 10^{-3}} \cdot [H^+]}{\frac{4,2 \cdot 10^{-3}}{58 \cdot 10^{-3}}}$$

$[H^+] = 3,2 \cdot 10^{-9}$ mol/L

b) Equação de hidrólise do íon CN^-:

CN^- (aq) + H_2O (ℓ) ⇄ HCN (aq) + OH^- (aq)

p. 592 Complemento

1. a

Um tampão é feito por uma mistura de um ácido fraco e um sal que contenha o ânion desse ácido (como H_2CO_3 / HCO_3^-) ou de uma base fraca e um sal que contenha o cátion dessa base.

2. b

Um tampão é feito por uma mistura de um ácido fraco e um sal que contenha o ânion desse ácido (como CH_3COOH^- e $NaCH_3COO$) ou uma base fraca e um sal que contenha o cátion dessa base (como NH_4OH e $NH_4C\ell$).

3. e

A mistura de NH_4OH (base fraca) e $NH_4C\ell$ (sal cujo cátion é da mesma base fraca) gera um sistema tampão, cujo pH pouco varia frente à adição de um ácido ou de uma base.

4. e

O sangue possui uma série de misturas tampão (entre elas, H_2CO_3 e HCO_3^-), e a adição de pequenas quantidades de ácido ou base provoca apenas alterações desprezíveis no pH.

5. c

A mistura da solução de CH_3COOH (um ácido fraco) e $NaCH_3COO$ (um sal desse ácido fraco) forma um sistema tampão, em que

a adição de pequenas quantidades de ácido ou base provoca alterações desprezíveis no pH.

6.

a) Falso. O H_2CO_3 pode atuar apenas como ácido. O íon HCO_3^- tem caráter anfiprótico, pois pode doar H^+ e receber H^+.

b) Verdadeiro.

c) Verdadeiro. Trata-se de uma mistura de um ácido fraco e o seu íon.

d) Falso. No último equilíbrio, temos gás e líquido.

e) Falso.

7.

1. A adição de ácido tende a provocar aumento da concentração de H_3O^+, porém o cátion hidrônio se junta ao ânion acetato, proveniente principalmente do sal, e forma moléculas de ácido acético. Com isso, não ocorre um aumento significativo na concentração de H_3O^+ e alteração no pH.
2. A adição da base tende a diminuir a concentração de H_3O^+ devido à reação de neutralização, porém o ácido acético ioniza-se e "repõe" os íons H_3O^+ consumidos. Com isso, não ocorre uma diminuição significativa na concentração de H_3O^+ nem alteração no pH.

8.

a) Verdadeira. A mistura de CH_3COOH (ácido fraco) e $NaCH_3COO$ (sal desse ácido fraco) forma uma solução-tampão.

b) Verdadeira:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = -\log (10^{-5}) + \log \frac{0,2}{0,2}$$

$$pH = -(-5)\log 10 + \log 1 = 5$$

c) Verdadeira. O sistema tamponado irá impedir uma grande diminuição na concentração de H^+, e com isso o pH pouco aumenta.

d) Verdadeira. O sistema tamponado irá impedir um grande aumento na concentração de H^+, e com isso o pH pouco diminui.

e) Falsa.

9.

a) Quando expiramos, a concentração de CO_2 e, consequentemente, a de H_2CO_3 diminuem. Com isso, o 2º equilíbrio é deslocado para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ e, consequentemente, aumentando o pH.

b) $\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{1,25 \cdot 10^{-2}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = \frac{5}{1} = 5$. Como a relação é menor que 20:1, a situação é de acidose.

10.

a)

	HNO_2	$\rightleftarrows$	H^+	+	NO_2^-
início	0,01 mol/L		–		–
reação	x		x		x
equilíbrio	(0,01 – x) mol/L		x mol/L		x mol/L

Sendo K_a pequeno, pode-se considerar $(0,01 - x) \cong 0,01$ mol/L

$$K_a = \frac{[NO_2^-] \cdot [H^+]}{[HNO_2]};\ 5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,01} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = \sqrt{5} \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log \left(\sqrt{5} \cdot 10^{-3}\right) = 2,65$$

b)

$$pH = pK_a + \log \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$pH = -\log \left(5,0 \cdot 10^{-4}\right) + \log \frac{0,01}{0,01} = 3,3$$

11.

$$K_a = \frac{[\text{lactato}] \cdot [H^+]}{[\text{ác. láctico}]} = 1,0 \cdot 10^{-4}$$

Sendo pH = 7, $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7}$

$$K_a = \frac{[\text{lactato}] \cdot 1,0 \cdot 10^{-7}}{[\text{ác. láctico}]} = 1,0 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \frac{[\text{lactato}]}{[\text{ác. láctico}]} = 10^3$$

12. c

pH do tampão:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,30}{0,30}$$

$$pH = 4,74$$

A adição da base aumenta o pH em 0,30, resultando em 5,04. Nesse novo sistema, a razão entre a concentração do ânion e a do ácido é:

$$5,04 = 4,74 + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 0,3$$

$$\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 10^{0,3} = 2$$

Se 0,1 mol do ácido reagir devido à presença de OH^-, sua concentração diminui para 0,2.
Ao mesmo tempo, devido à reação, forma-se 0,1 mol do ânion, aumentando sua concentração para 0,4, o que satisfaz a relação $\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 2$. Assim,

0,1 mol ácido + 0,1 mol NaOH → 0,1 mol sal + 0,1 mol H_2O.
Concentração de íons OH^-:

$$[OH^-] = \underbrace{0,1 \text{ mol/L}}_{\substack{\text{provenientes da} \\ \text{dissociação do NaOH}}} + \underbrace{1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}}_{\substack{\text{provenientes da} \\ \text{autoionização da água}}} \cong 0,1 \text{ mol/L}$$

$pOH = -\log [OH^-] = 1$ e pH = 13

13. c

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH + 8,96 = 14 \Rightarrow pH = 5,04$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]}$$

$$5,04 = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 0,3$$

$$\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 10^{0,3} = 2$$

Como a solução de acetato de sódio já é 2 vezes mais concentrada que a solução de ácido, basta adicionar volumes iguais das duas soluções.

14. b

O NaOH reage com o HA do tampão.

Quantidades no equilíbrio após a reação:

	NaOH	+	HA	⇄	Na^+	+	A^-	+	H_2O
início	0,01		0,31		–		0,59		–
reação	0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol
equilíbrio	–		0,30 mol		0,01 mol		0,60 mol		0,01 mol

Assim, [HA] = 0,30 mol/L e $[A^-]$ = 0,60 mol/L

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]}$$

$$pH = -\log (1{,}0 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0{,}60}{0{,}30} = 4 + \log 2$$

$$pH = 4{,}3$$

15. b

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow 5{,}85 = pK_a + \log \frac{0{,}10}{0{,}001}$$

$$5{,}85 = pK_a + \log 100 \Rightarrow pK_a = 3{,}85 \Rightarrow K_a = 1{,}41 \cdot 10^{-4}$$

16.

a)

$$n_{NH_4NO_3} = \frac{m_{NH_4NO_3}}{M_{NH_4NO_3}} = \frac{6{,}4\,g}{80\,g/mol} = 0{,}08\ mol$$

$$[NH_4NO_3] = \frac{n_{NH_4NO_3}}{V} = \frac{0{,}08\,mol}{0{,}1\,L}$$

$$pH = pK_W - pK_b - \log \frac{[sal]}{[base]}$$

$$pH = -\log (1 \cdot 10^{-14}) - \log (1{,}8 \cdot 10^{-5}) - \log \frac{0{,}8}{0{,}08}$$

$$pH = 14 - 4{,}74 - 1 = 8{,}26$$

b) A diluição de soluções-tampão não acarreta em mudanças no valor do pH, o que muda é apenas a capacidade tamponante, isto é, uma mesma quantidade de um tampão bem diluído pode resistir menos à variação de pH do que em um tampão concentrado.

17. Ácido tioglicólico: $HSCH_2COOH$ (forma desprotonada); ânion tiogliolato: $HSCH_2COO^-$ (forma protonada).

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [HSCH_2COO^-]}{[HSCH_2COOH]}$$

$$pK_a = -\log \left(\frac{[H^+] \cdot [HSCH_2COO^-]}{[HSCH_2COOH]} \right) = pH - \log \frac{[HSCH_2COO^-]}{[HSCH_2COOH]}$$

$$3{,}73 = 9 - \log \frac{[HSCH_2COO^-]}{[HSCH_2COOH]} \Rightarrow \log \frac{[HSCH_2COO^-]}{[HSCH_2COOH]} 5{,}27$$

$$\frac{[HSCH_2COO^-]}{[HSCH_2COOH]} = 10^{5{,}27} = 186208{,}71$$

18. $pK_a = 3{,}82 \Rightarrow K_a = 10^{-3{,}82} < 0{,}001$

	$CH_3CH(OH)COOH$	⇄	H^+	+	$CH_3CH(OH)COO^-$
início	0,1 mol/L		–		–
ionização	$\alpha \cdot 0{,}1$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}1$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}1$ mol/L
equilíbrio	$(0{,}1 - \alpha \cdot 0{,}1)$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}1$ mol/L		$\alpha \cdot 0{,}1$ mol/L

Sendo K_a pequeno, pode-se considerar:

$(0{,}1 - \alpha \cdot 0{,}1) \cong 0{,}1$ mol/L. Daí,

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]} = \frac{\overbrace{[H^+]}^{[H^+]=[CH_3CH(OH)COOH]} \cdot [H^+]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$

$$pK_a = -\log \frac{[H^+] \cdot [H^+]}{[CH_3CH(OH)COOH]} = 2pH + \log [CH_3CH(OH)COOH]$$

$$3{,}82 = 2pH + \log 0{,}1 \Rightarrow pH = 2{,}41$$

Resposta: 24

19.

a) $\mathcal{M}_1 \cdot V_1 = \mathcal{M}_F \cdot V_F \Rightarrow 0{,}10 \cdot 1 = \mathcal{M}_F \cdot 25 \Rightarrow \mathcal{M}_F = 0{,}004$ mol/L NH_4OH

Sendo NH_4OH uma base fraca, podemos escrever:

$$K_b = \alpha^2 \cdot [NH_4OH] \Rightarrow 1{,}0 \cdot 10^{-5} = \alpha^2 \cdot 4{,}0 \cdot 10^{-3}$$

$$\alpha = 0{,}05 = \frac{[OH^-]}{[NH_4OH]} = \frac{[OH^-]}{4{,}0 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [OH^-] = 2{,}0 \cdot 10^{-4}\ mol/L$$

$$pOH = -\log (2{,}0 \cdot 0^{-4}) = 3{,}7 \Rightarrow pH = 14 - 3{,}7 = 10{,}3$$

pH característico de coloração rósea.

b)

Adicionando 0,10 g de $NH_4C\ell$:

$$\mathcal{M}_{NH_4C\ell} = \frac{m_{NH_4C\ell}}{M_{NH_4C\ell} \cdot V} = \frac{0{,}10\ g}{53{,}5\ g/mol \cdot 0{,}025\ L} \cong 0{,}075\,g/mol$$

$$pH = pK_W - pK_b - \log \frac{[sal]}{[base]} = 14 - \log (1{,}0 \cdot 10^{-5}) - \log \frac{7{,}5 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 10^{-4}} =$$

7,4, o que caracteriza solução incolor.

p. 597 Complemento

1. Equipamentos: bureta, erlenmeyer, balão volumétrico, balança e pisseta (lavagem).
Processo: uma amostra do ácido cítrico deve ser pesada e transferida para o balão volumétrico. Dissolver essa massa com água destilada (adicionar água até a capacidade do balão volumétrico). Transferir uma alíquota da solução preparada e realizar a titulação com uma base de concentração conhecida.

2. c
Corretas: I, II e III.
IV. Falsa: em D não existe mais base.
V. Falsa: em E não existe mais base.

3. Itens corretos: *b*, *d*, *e*.

4.

I. Verdadeira. O HNO_3 tem α = 100% e $\mathcal{M}$ = 0,1 mol/L $\Rightarrow$ pH = 1.

II. Falsa: HCN é ácido fraco: $\alpha < 5\%$ e pH > 1.

III. Verdadeira.

IV. Falsa. No ponto de equivalência, pH = 7.

5. a
A = II
B = III
C = IV
D = I

6. d
Ácido acético é um ácido fraco ($\alpha < 5\%$) e, portanto, em solução aquosa 0,10 mol/L encontra-se pouco ionizado e terá pH maior do que 1. Dessa forma, a afirmação I está correta.
Após a adição das primeiras quantidades de base, o ácido já se encontra parcialmente neutralizado, e a solução resultante é uma solução-tampão. Esse tampão será destruído quando houver a neutralização total do ácido ("salto" do pH), portanto a afirmação II está correta.
O ponto de equivalência na titulação de um ácido fraco por uma base forte ocorre em pH acima de 7, devido à reação de hidrólise do ânion proveniente do ácido fraco. Portanto, a afirmação III está correta.

7.

$HCOOH$	+	$NaOH$	$\rightleftarrows$	$NaHCOO$	+	H_2O
1 mol		1 mol		1 mol		1 mol

$$\mathcal{M}_{HCOOH} = \frac{n_{HCOOH}}{V}$$

$$0{,}100\ mol/L = \frac{n_{HCOOH}}{0{,}025\ L} \Rightarrow n_{HCOOH} = 2{,}5 \cdot 10^{-3}\ mol$$

Na situação em que $[HCOOH] = [HCOO^-]$, houve consumo de metade do n_{HCOOH}, isto é, n_{HCOOH} consumido = 0,00125 mol. Assim, o n_{NaOH} consumido será de $0{,}00125 = 1{,}25 \cdot 10^{-3}$ mol. Portanto:

$$\mathcal{M}_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{V} \Rightarrow 1{,}0 \cdot 10^{-1} = \frac{1{,}25 \cdot 10^{-3}}{V}$$

V = 0,0125 L ou 12,5 mL

Pelo gráfico, verifica-se que, para V_{NaOH} consumido igual a 12,5 mL, o pH está em torno de 4. Nesse pH, o indicador está na faixa laranja.

8. b
100 mL de NaOH em solução 0,1 mol/L, cujo pOH é 13, correspondem a 0,01 mol de OH^-. 36 gotas de $HC\ell$ correspondem a 18 mL; esse volume de ácido em solução 5 mol/L corresponde a 0,009 mol de H^+. Em reação, sobra 0,001 mol de íons OH^- em excesso, o que corresponde a 0,01 mol/L ou pOH = 12. Assim, a solução final passa de 13 para 12.

9. Afirmativas corretas: 01 + 08 + 16 + 32 = 57.

10. e

11. e

12.

a) Pelo gráfico, observa-se que a espécie H_3X apresenta três equilíbrios em função do pH. Se o primeiro equilíbrio se estabelece em pH aproximadamente 2 (pK_{a1}), os dois equilíbrios subsequentes ocorrem em pH = 4 e pH = 10 (pK_{a2} e pK_{a3}, respectivamente).

b) O volume de NaOH 0,30 mol/L necessário para neutralizar todo o ácido foi de 100 mL, ou seja, 0,03 mol de NaOH.
Como a reação com NaOH é 1 : 3 (1 H_3X: 3 NaOH), a quantidade em mol de H_3X será 0,01 mol. Sendo o volume 50 mL, a concentração da solução de H_3X é de 0,20 mol/L.

CAPÍTULO 32

p. 609 Exercícios fundamentais

1.

I. $K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$

II. $K_s = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$

III. $K_s = [Pb^{2+}]^3 \cdot [(PO_4^{3-}]^2$

2.

a) $AgBr \rightleftarrows Ag^+ + Br^-$; $K_s = [Ag^+] \cdot [Br^-]$

b) $CaCO_3 \rightleftarrows Ca^{2+} + CO_3^{2-}$; $K_s = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$

c) $Ag_2SO_4 \rightleftarrows 2\ Ag^+ + SO_4^{2-}$; $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [SO_4^{2-}]$

d) $PbI_2 \rightleftarrows Pb^{2+} + 2\ I^-$; $K_s = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2$

e) $Ag_2S \rightleftarrows 2\ Ag^+ + S^{2-}$; $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [S^{2-}]$

f) $A\ell(OH)_3 \rightleftarrows A\ell^{3+} + 3\ OH^-$; $K_s = [A\ell^{3+}] \cdot [OH^-]^3$

g) $Mn(OH)_2 \rightleftarrows Mn^{2+} + 2\ OH^-$; $K_s = [Mn^{2+}] \cdot [OH^-]^2$

3. Não saturada: I. Saturada: III. Supersaturada: II.

4. II

5. Como os íons do $AgC\ell$ são o Ag^+ e o $C\ell^-$, então os sais $NaC\ell$ e $AgNO_3$ provocariam precipitação, efeito do íon comum.

6.

$Fe(OH)_3$ (s)	$\rightleftarrows$	Fe^{3+} (aq)	+	$3\ OH^-$ (aq)
x		x		3x

$K_s = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$
$2{,}7 \cdot 10^{-27} = (x) \cdot (3x)^3 = 27x^4 \Rightarrow x = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/L

7. Dissociação do $BaSO_4$:

$BaSO_4$ (s)	$\rightleftarrows$	Ba^{2+} (aq)	+	SO_4^{2-} (aq)
10^{-5} mol/L		10^{-5} mol/L		10^{-5} mol/L

$K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 10^{-5} \cdot 10^{-5} = 10^{-10}$

p. 610 Testando seu conhecimento

1. Dissociação do $Cd(OH)_2$:

$Cd(OH)_2$ (s)	$\rightleftarrows$	Cd^{2+} (aq)	+	$2\ OH^-$ (aq)
$2 \cdot 10^{-5}$ mol/L		$2 \cdot 10^{-5}$ mol/L		$2 \cdot 10^{-5}$ mol/L

$K_s = [Cd^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 2 \cdot 10^{-5} \cdot (4 \cdot 10^{-5})^2 = 3{,}2 \cdot 10^{-14}$

2.

a) $BaCO_3 + CaSO_4 \rightleftarrows CaCO_3 + BaSO_4$

b) Dissociação do $BaCO_3$:

$BaCO_3$ (s)	$\rightleftarrows$	Ba^{2+} (aq)	+	CO_3^{2-} (aq)
$5 \cdot 10^{-5}$ mol/L		$5 \cdot 10^{-5}$ mol/L		$5 \cdot 10^{-5}$ mol/L

$K_s = [Ba^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 5 \cdot 10^{-5} \cdot 5 \cdot 10^{-5} = 2{,}5 \cdot 10^{-9}$

3. e

Concentração molar do Ag_3PO_4:

$$\mathcal{M}_{Ag_3PO_4} = \frac{C_{Ag_3PO_4}}{M_{Ag_3PO_4}} = \frac{1{,}2 \cdot 10^{-3}\ g/L}{419{,}7\ g/mol} = 2{,}9 \cdot 10^{-6}\ mol/L$$

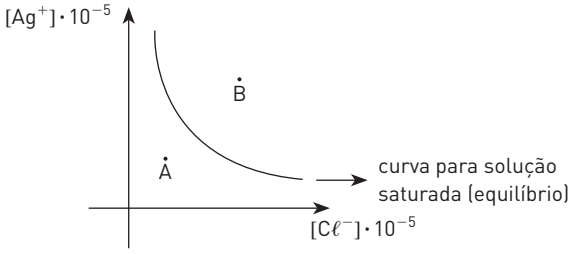
Dissociação do Ag_3PO_4:

$$Ag_3PO_4 \rightleftarrows 3\,Ag^+ + PO_4^{3-}$$

$$2{,}9 \cdot 10^{-6}\ mol/L \quad 3 \cdot 2{,}9 \cdot 10^{-6}\ mol/L \quad 2{,}9 \cdot 10^{-6}\ mol/L$$

$$K_s = [Ag^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}] = (8{,}7 \cdot 10^{-6})^3 \cdot (2{,}9 \cdot 10^{-6}) \cong 2{,}0 \cdot 10^{-21}$$

4.



I. Correta.

II. Incorreta. Em B a solução estava supersaturada (sistema monofásico).

III. Correta. $K_s = [Ag^+] \cdot [C\ell^-]$

IV. Incorreta. A temperatura altera o K_s.

5. Dissociação do $Cd(OH)_2$:

$$Cd(OH)_2\,(s) \rightleftarrows Cd^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

$$x \qquad x \qquad 2x$$

$$K_s = [Cd^{2+}] \cdot [OH^-]^2\ 3{,}2 \cdot 10^{-14} = 4x^3 \Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-5}\ mol/L$$

6. d

7. d

A substância que apresenta maior solubilidade em água é a que tem o maior valor de K_s.

8.

$$Mg(OH)_2\,(s) \rightleftarrows Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

$$x \qquad x \qquad 2x$$

$$K_Ps = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = x \cdot (2x)^2 \Rightarrow 1{,}2 \cdot 10^{-11} = 4x^3$$

x = solubilidade do $Mg(OH)_2 = 1{,}44 \cdot 10^{-4}$ mol/L

Mas $[OH^-] = 2x = 2{,}88 \cdot 10^{-4}$ mol/L

9. a

A solução saturada de $PbSO_4$ contém 45,5 mg desse sal em cada litro de solução:

303 g ——— 1 mol

$45{,}5 \cdot 10^{-3}$ g ——— $n_{PbSO_4} = 1{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol

Em outras palavras, a solubilidade do $PbSO_4$ será de $1{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Como esse valor é menor que 0,001 mol/L, esse sal é considerado insolúvel nessa concentração e nessa temperatura.

Dissociação do $CaCrO_4$:

$$CaCrO_4\,(s) \rightleftarrows Ca^{2+}\,(aq) + CrO_4^{2-}\,(aq)$$

$$s \qquad s \qquad s$$

$$K_s = [Ca^{2+}] \cdot [CrO_4^{2-}] = s \cdot s = 6{,}25 \cdot 10^{-4} \Rightarrow s = 2{,}5 \cdot 10^{-2}\ mol/L$$

Como esse valor está entre 0,1 e 0,001 mol/L, esse sal é considerado ligeiramente solúvel nessa concentração e nessa temperatura.

10. Dissociação de BA:

$$BA \rightleftarrows B^+ + A^-$$

$$x \qquad x \qquad x$$

$$K_s = [B^+] \cdot [A^-] \Rightarrow 16 \cdot 10^{-10} = x \cdot x \Rightarrow x = 4{,}0 \cdot 10^{-5}\ mol/L$$

Massa de BA dissolvida em 800 mL de solução:

$4{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L · 125 g/mol ——— 1 L

$m_{BA} = 4{,}0 \cdot 10^{-3}$ g ——— $n_{PbSO_4} = 1{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol

11. b

Nas três dissociações, a proporção entre as quantidades de produtos é de 1 : 2:

$$X(OH)_2 \rightleftarrows X^{2+} + 2\,OH^-$$

$$1 \qquad 1 \qquad 2$$

Logo, a base de maior condutividade em solução será a que tiver o maior valor de K_{PS}.

Em ordem decrescente: $Ca(OH)_2 > Mg(OH)_2 > Zn(OH)_2$.

12. Com a adição de Na_2SO_4, é possível precipitar $BaSO_4$ e $CaSO_4$.

$BaSO_4$: $K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$; $1{,}5 \cdot 10^{-9} = 0{,}1 \cdot [SO_4^{2-}] \Rightarrow [SO_4^{2-}] = 1{,}5 \cdot 10^{-8}$ mol/L

Se $[SO_4^{2-}]$ ultrapassar $1{,}5 \cdot 10^{-8}$ mol/L, haverá precipitação de $BaSO_4$.

$CaSO_4$: $K_s = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$; $2{,}4 \cdot 10^{-5} = 0{,}1 \cdot [SO_4^{2-}] \Rightarrow [SO_4^{2-}] = 2{,}4 \cdot 10^{-4}$ mol/L

Se $[SO_4^{2-}]$ ultrapassar $2{,}4 \cdot 10^{-4}$ mol/L, haverá precipitação de $CaSO_4$.

Concentração de íons Ba^{2+}:

$K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] \Rightarrow 1{,}5 \cdot 10^{-9} = [Ba^{2+}] \cdot 2{,}4 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [Ba^{2+}] = 6{,}25 \cdot 10^{-6}$ mol/L.

13.

a) Ocorrerá, em primeiro lugar, a precipitação do hidróxido menos solúvel, ou seja, o que tiver o menor valor de K_{PS}: COH < BOH < AOH

b) Valor de $[OH^-]$ para promover a precipitação de cada hidróxido:

$$AOH \rightleftarrows A^+ + OH^-$$

$$K_{PS} = [A^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow 10^{-8} = 0{,}1[OH^-]_{AOH}$$

$$[OH^-]_{AOH} = 10^{-8}\ mol/L$$

$$BOH \rightleftarrows B^+ + OH^-$$

$$K_{PS} = [B^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow 10^{-12} = 0{,}1[OH^-]_{BOH}$$

$$[OH^-]_{BOH} = 10^{-11}\ mol/L$$

$$COH \rightleftarrows C^+ + OH^-$$

$$K_{PS} = [C^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow 10^{-16} = 0{,}1[OH^-]_{COH}$$

$$[OH^-]_{COH} = 10^{-15}\ mol/L$$

14. À medida que o oxalato é adicionado, precipitam-se os oxalatos de cálcio e magnésio, nessa ordem.

Para precipitar o MgC_2O_4:

$K_S = [Mg^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}] \Rightarrow 8{,}6 \cdot 10^{-5} = 8{,}6 \cdot 10^{-4} \cdot [C_2O_4^{2-}] \Rightarrow [C_2O_4^{2-}] = 10^{-1}$ mol/L saturam o plasma.

Para precipitar o CaC_2O_4:

$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}] \Rightarrow 2{,}6 \cdot 10^{-9} = 2{,}5 \cdot 10^{-3} \cdot [C_2O_4^{2-}] \Rightarrow [C_2O_4^{2-}] = 10^{-6}$ mol/L

Qualquer concentração de oxalato superior a 10^{-6} mol/L provoca a precipitação do oxalato de cálcio.

15. c

$BaC\ell_2$	+	Na_2SO_4	⇄	2 $NaC\ell$	+	$BaSO_4$
1		1		2		1
$7 \cdot 10^{-5}$ mol						$7 \cdot 10^{-5}$ mol

$BaSO_4$ (s) ⇄ Ba^{2+} (aq) + SO_4^{2-} (aq)

x x x

$K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = x \cdot x = 10^{-10} \Rightarrow x = 10^{-5}$ mol/L

Esse resultado mostra que, dos $7 \cdot 10^{-5}$ mol de $BaSO_4$ produzidos em 1 L, apenas $7 \cdot 10^{-5}$ mol foram dissolvidos, e os restantes $6 \cdot 10^{-5}$ mol foram precipitados. Massa correspondente:

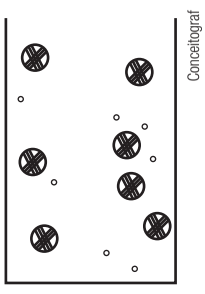
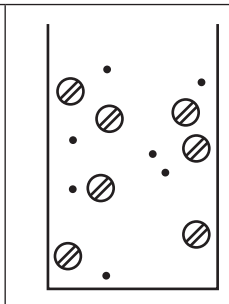
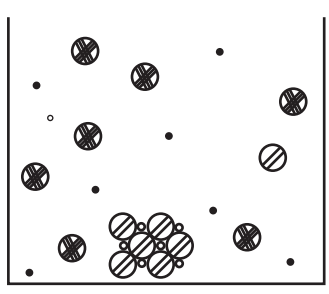
1 mol ——— 223 g

$6 \cdot 10^{-5}$ mol ——— $M_{BaSO_4} = 14 \cdot 10^{-3}$ g ou 14 mg

p. 613 Aprofundando seu conhecimento

1. c

Considerando as figuras dadas, temos as seguintes proporções entre as espécies envolvidas:

	+		⇄	
Proporção na solução: 1 cátion : 1 ânion		Proporção na solução: 1 cátion : 1 ânion		Proporção: Na solução: 1 cátion : 1 ânion No precipitado: 1 cátion : 1 ânion

De acordo com o observado, a equação que melhor representa o processo é:

$Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + C\ell^- \rightleftarrows AgC\ell\,(s) + Na^+ + NO_3^-$

2. b

$CsC\ell$ (s) ⇄ Cs^+ (aq) + $C\ell^-$ (aq)

x x x

$K_S = [Cs^+] \cdot [C\ell^-] = x \cdot x = x^2 \Rightarrow x = \sqrt{K_S}$

3. e

Massa molar de $Na_2SO_3 \cdot 2\,H_2O = 162$ g/mol

Solubilidade a 15 °C: 32 g/100 g H_2O

$$n_{Na_2SO_3 \cdot 2\,H_2O} = \frac{32\,g}{162\,g/mol} = 0{,}2\,mol\,Na_2SO_3 \cdot 2\,H_2O$$

Em 100 mL H_2O, 0,2 mol $Na_2SO_3 \cdot 2\,H_2O \Rightarrow$ em 1000 mL H_2O, 0,2 mol $Na_2SO_3 \cdot 2\,H_2O$, 1 L solução.

$Na_2SO_3 \cdot 2\,H_2O$ ⇄ Na_2SO_3 + 2 H_2O

2 mol/L 2 mol/L 2 mol/L

Na_2SO_3 ⇄ 2 Na^+ + SO_3^{2-}

2 mol/L 4 mol/L 2 mol/L

$K_s = [Na^+]^2 \cdot [SO_3^{2-}] = 4^2 \cdot 2 = 32$

4. e

Ag_2CrO_4 ⇄ 2 Ag^+ + CrO_4^{2-}

$[Ag^+] = 0{,}02$ mol/L 0,01 mol/L

$K_S = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = 0{,}02^2 \cdot 0{,}01 = 4{,}0 \cdot 10^{-6}$

5.

a) Admitindo que o termo "água da chuva" englobe tudo aquilo que é precipitado junto com a água, a afirmação veiculada pela imprensa não estava correta, uma vez que a chuva induzida por esse processo contém iodeto de prata, uma substância não encontrada normalmente na água da chuva.

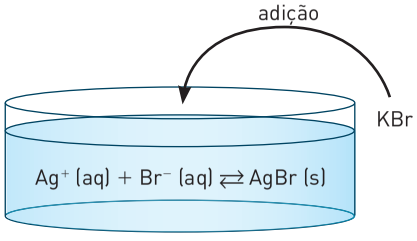
b) O equilíbrio de solubilidade desse sal é dado por:

AgI ⇄ Ag^+ + I^-

x x x

$K_S = [Ag^+] \cdot [I^-] \Rightarrow 8{,}3 \cdot 10^{-17} = x^2 \Rightarrow x \cong 9{,}1 \cdot 10^{-9}$ mol/L

6. b



A adição de KBr provoca o aumento na concentração de Br^-, deslocando o equilíbrio para a direita e precipitando o AgBr (s).

7. d

K_s do $BaSO_4$:

$BaSO_4$ (s) ⇄ Ba^{2+} + SO_4^{2-}

10^{-5} mol/L 10^{-5} mol/L 10^{-5} mol/L

$K_S = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 10^{-5} \cdot 10^{-5} = 10^{-10}$

Quantidade de Ba^{2+} em 100 mL de solução:

1 L ——— 10^{-5} mol Ba^{2+}

100 mL = 0,1 L ——— n = 10^{-6} mol Ba^{2+}

Vemos que n = 10^{-6} mol $Ba^{2+} < 7{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol, que é a tolerância máxima. Logo, a ingestão de 100 mL de solução saturada de $BaSO_4$ não pode ser letal.

8. 04 + 08 = 12

Na evaporação de um litro de solução aquosa que contém 0,001 g de $BaSO_4$ e 0,001 g de $Mg(OH)_2$, o primeiro a precipitar é o $BaSO_4$, pois é o que apresenta a maior constante do produto de solubilidade ($1{,}0 \cdot 10^{-10} > 4{,}0 \cdot 10^{-12}$).

A solubilidade do $BaSO_4$ em uma solução de K_2SO_4 de concentração 0,001 mol/L é cem vezes menor que a solubilidade do mesmo sal em água pura:

$BaSO_4\,(s) \rightleftarrows Ba^{2+} + SO_4^{2-}$

x x x

$K_S = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = x \cdot x = 10^{-10} \Rightarrow x = 10^{-5} = [SO_4^{2-}]$

$K_2SO_4\,(s) \rightleftarrows 2\,K^+ + SO_4^{2-}$

x $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L

9.

a) $K_{PS}(HgS) = 1{,}6 \cdot 10^{-54}$; $K_{PS}(CdS) = 1{,}0 \cdot 10^{-28} \Rightarrow$ O HgS precipita em primeiro lugar, pois seu K_{PS} é menor que o do CdS.

b) $K_{PS}(CdS) = 1{,}0 \cdot 10^{-28}$; $[Cd^{2+}] = 4{,}4 \cdot 10^{-8}$ mol/L

$CdS\,(s) \rightleftarrows Cd^{2+} + S^{2-}$

$4{,}4 \cdot 10^{-8}$ mol/L x

$K_{PS} = [Cd^{2+}] \cdot [S^{2-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-28} = 4{,}4 \cdot 10^{-8} \cdot [S^{2-}] \Rightarrow [S^{2-}] = 2{,}27 \cdot 10^{-21}$ mol/L

10.

$M(NO_3)_2\,(s) \rightleftarrows M^{2+} + 2\,NO_3^-$

$2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L $4{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L $2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L

$M(IO_3)_2\,(s) \rightleftarrows M^{2+} + 2\,IO_3^-$

início	$4{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L	–
dissociação	x	2x
equilíbrio	$(4{,}0 \cdot 10^{-2} + x)$ mol/L ≅ ≅ $4{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L	2x

$K_{PS} = [M^{2+}] \cdot [IO_3^-]^2 = 7{,}2 \cdot 10^{-9} = (4{,}0 \cdot 10^{-2} + x) \cdot (2x)^2 \cong \cong 4{,}0 \cdot 10^{-2} \cdot 4x^2$

$x = 3{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

11. b

Temos 25 mL de solução NaCℓ 0,10 mol/L:

1 000 mL ——— 0,10 mol

125 mL ——— $n_{NaC\ell} = n_{C\ell^-} = 0{,}0025$ mol

Temos 5,0 mL de solução padrão de $AgNO_3$ 0,20 mol/L

1 000 mL ——— 0,20 mol

5 mL ——— $N_{AgNO_3} = n_{Ag^+} = 0{,}001$ mol

Quantidades de Ag^+ e de $C\ell^-$ para haver precipitação do AgCℓ:

$K_{PS} = [Ag^+] \cdot [C\ell^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-10} \Rightarrow [Ag^+] = [C\ell^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

Mas, na solução, $[C\ell^-] = 0{,}10$ mol/L e $[Ag^+] = 0{,}20$ mol/L, muito maiores que as concentrações mínimas; portanto, haverá precipitação do AgCℓ.

Quantidade de $C\ell^-$ em excesso: 0,0025 mol – 0,001 mol = = 0,0015 mol.

$[C\ell^-]$ em excesso = $\dfrac{0{,}0015 \text{ mol}}{(0{,}025 + 0{,}005)\text{ L}} = 0{,}05$ mol/L

Na água potável, $[C\ell^-]$ é de cerca de 250 mg/L, que corresponde a $\dfrac{0{,}250 \text{ g/L}}{35{,}5 \text{ g/mol}} = 7{,}0 \cdot 10^{-3}$ g/mol; esse índice está acima da referência.

12.

Solução A: KBr a 0,04 mol/L. Dissociação:

$KBr\,(s) \rightleftarrows K^+\,(aq) + Br^-\,(aq)$

0,04 mol/L 0,04 mol/L 0,04 mol/L

Solução B: $Pb(NO_3)_2$, de concentração a ser determinada. Dissociação:

$Pb(NO_3)_2\,(s) \rightleftarrows Pb^{2+}\,(aq) + 2\,NO_3^-\,(aq)$

x x 2x

Misturando 500 mL de cada solução, obtemos $PbBr_2$, em solução de volume 1000 mL. Cada solução tem então sua concentração reduzida à metade.

$K_{PS}(PbBr_2) = [Pb^{2+}] \cdot [Br^-]^2 = 4{,}0 \cdot 10^{-6} = [Pb^{2+}] \cdot 0{,}02 \Rightarrow [Pb^{2+}] = 1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L, na solução diluída. Essa concentração é a metade da concentração inicial $[Pb^{2+}] = 2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Dissociação do $Pb(NO_3)_2$:

$Pb(NO_3)_2\,(s) \rightleftarrows Pb^{2+}\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$

$x = 2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L $2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L x

13.

a)

$Ba(OH)_2 \rightleftarrows Ba^{2+} + 2\,OH^-$

s s 2s

$K_{PS} = [Ba^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot 4s^2 \Rightarrow 3{,}0 \cdot 10^{-4} = 4s^3 \Rightarrow$
$s = 4{,}22 \cdot 10^{-2}$ mol/L

b) A equação balanceada para a neutralização é:

$H_2SO_4\,(aq) + Ba(OH)_2\,(aq) \rightleftarrows BaSO_4(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$

Para explicar o processo, é necessário observar que a solubilidade do sulfato de bário é muito menor que a solubilidade do hidróxido de bário. No ponto de equivalência, todo o hidróxido de bário será convertido em sulfato de bário, o que significa que haverá uma diminuição da condutividade da solução (diminuição da intensidade do brilho da lâmpada), devido à diminuição da concentração dos íons em solução. Logo após a adição do primeiro excesso de ácido sulfúrico, observamos novo aumento da luminosidade. O ponto em que a luz se apaga e volta a brilhar pode ser utilizado como uma indicativa de que o ponto de equivalência foi atingido.

14. Corretas: 01 + 04 + 16 = 21

01. Correta. Quanto maior a concentração de Ba^{2+} causada pela solubilização, maior a toxicidade.

04. Correta.

$$\underset{\text{Ácido fraco}}{H_2CO_3} + H_2O \rightleftarrows 2\,H_3O^+ + \underset{\text{Base forte conjugada}}{CO_3^{2-}}$$

16. Correta. Os íons H^+ consomem CO_3^{2-}, originando H_2O e CO_2 e deslocando o equilíbrio para a direita.

15. Corretas: (1 – 1), (2 – 2), (3 – 3), (4 – 4).

16. a

I. Correta.

Solução saturada de XY; $K_s(XY) = 10^{-8} = [X^{+a}] \cdot [Y^{a-}] = s \cdot s \Rightarrow$ solubilidade do sal XY $= 10^{-4}$ mol/L.

Com a adição de 10^{-3} mol de W^{a-} a 100 mL da solução anterior, $[W^{a+}] = \frac{10^{-3}\,mol}{10^{-1}\,L} = 10^{-2}\,mol/L$; $K_s(XW) = 10^{-16} = [X^{+a}] \cdot [W^{a-}]$

O produto das concentrações $[X^{+a}] \cdot [W^{a-}]$ na solução é $10^{-4} \cdot 10^{-2} = 10^{-6}$; esse valor é maior que o valor de K_S, portanto, haverá precipitação de XW.

II. Correta.

Solução saturada de XW; $K_s(XW) = 10^{-16} = [X^{+a}] \cdot [W^{a-}] = s \cdot s \Rightarrow$ solubilidade do sal XW $= 10^{-4}$ mol/L.

Com a adição de 10^{-3} mol de Y^{a-} a 100 mL da solução anterior,

$[Y^{a-}] = \frac{10^{-3}\,mol}{10^{-1}\,L} = 10^{-2}\,mol/L$; $K_s(XY) = 10^{-8} = [X^{+a}] \cdot [Y^{a-}]$

O produto das concentrações $[X^{+a}] \cdot [Y^{a-}]$ na solução é $10^{-8} \cdot 10^{-2} = 10^{-10}$; esse valor é menor que o valor de K_S, portanto não haverá precipitação de XY.

III. Incorreta. A adição de 10^{-3} mol de XZ (s) em 100 mL de uma solução que contém Z^{a-} na concentração 10^{-3} mol/L produzirá uma precipitação de XZ (s).

A solubilidade do XZ em água é dada por $\sqrt{K_S} = 10^{-6}$ mol/L. Essa solubilidade em uma solução que já contém o ânion Z^{a-} vai diminuir, pelo efeito do íon comum. Mas sempre ocorre alguma dissolução do XZ (s) adicionado; logo, a quantidade de XZ (s) formada será menor que a do XZ (s) adicionado.

IV. Incorreta. A mistura de soluções saturadas de mesmo soluto originará uma solução de mesma concentração (saturada) do mesmo soluto. Logo, não ocorrerá precipitação.

17. a

Numeração correta:

(3) O carbonato menos solúvel apresenta o menor K_S: $K_S = 10^{-11}$.

(4) Solução em que [cátion] = [ânion] $= 10^{-5}$ apresenta $K_S = 10^{-10}$.

(1) $K_S = [C^+] \cdot [A^-] = 4{,}0 \cdot 10^{-3} \cdot 2{,}5 \cdot 10^{-7} = 10 \cdot 10^{-10}$.

(2) $K_S = [C^+] \cdot [A^-] = 3{,}0 \cdot 10^{-3} \cdot 3{,}4 \cdot 10^{-3} = 10 \cdot 10^{-6} = 10^{-5}$.

18. c

$$AgBr\,(s) \rightleftarrows Ag^+\,(aq) + Br^-(aq)$$

$$x \qquad\qquad x \qquad\qquad x$$

$K_s = [Ag^+] \cdot [Br^-] \Rightarrow 5{,}3 \cdot 10^{-13} = x \cdot x = x^2 \Rightarrow x = 7{,}28 \cdot 10^{-7}$ mol/L

A concentração inicial de Ag^+ (aq) é igual a $7{,}28 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

A adição de 1,0 L de solução 0,02 mol/L de NaBr a 1,0 L de uma solução saturada de AgBr provocará um deslocamento do equilíbrio para a esquerda, precipitando AgBr (s).

Na mistura das soluções, a concentração do Br^- adicionado é 0,01 mol/L, pois o volume total é igual a 2,0 L.

Assim, teremos no equilíbrio:

$$AgBr\,(s) \rightleftarrows Ag^+\,(aq) + Br^-(aq)$$

$$x \qquad\qquad 0{,}01 + \frac{7{,}28 \cdot 10^{-7}}{2} \cong 0{,}01\ mol/L$$

$K_s = [Ag^+] \cdot [Br^-] \Rightarrow 5{,}3 \cdot 10^{-13} = x^2 \cdot 10^{-2} \Rightarrow x = 5{,}3 \cdot 10^{-11}$ mol/L

A variação da concentração dos íons Ag^+ é igual a: $7{,}28 \cdot 10^{-7} - 5{,}3 \cdot 10^{-11} = 7 \cdot 10^{-7}$ mol/L

A concentração de Ca^{2+} na solução filtrada será igual à concentração inicial de 0,1 mol/L.

A concentração máxima possível (limite de solubilidade) de Mg^{2+} é de $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

19. O pH da solução foi ajustado para 10 no reator de tratamento. Logo,

$pH = 10 \Rightarrow pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 4 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-4}$ mol/L.

Ca^{2+}:

$$Ca(OH)_2\,(s) \rightleftarrows Ca^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-(aq)$$

Sabendo que $K_{PS}(Ca(OH)_2) = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 5 \cdot 10^{-6}$, então a concentração máxima possível ou limite de solubilidade de Ca^{2+} no reator corresponde a:

$K_{PS}(Ca(OH)_2) = 5 \cdot 10^{-6} = [Ca^{2+}] \cdot (10^{-4})^2 \Rightarrow [Ca^{2+}] = 5 \cdot 10^2$ mol/L

Como a concentração inicial de íons Ca^{2+}, de 0,1 mol/L, é menor do que o limite de solubilidade do Ca^{2+}, não ocorrerá precipitação de íons Ca^{2+} no reator de tratamento, e a concentração de Ca^{2+} na solução filtrada será igual à concentração inicial de 0,1 mol/L.

Mg^{2+}:

$$Mg(OH)_2\,(s) \rightleftarrows Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-(aq)$$

Sabendo que $K_{PS}(Mg(OH)_2) = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 5 \cdot 10^{-12}$, então a concentração máxima possível ou limite de solubilidade de Mg^{2+} no reator corresponde a:

$K_{PS}(Mg(OH)_2) = 5 \cdot 10^{-12} = [Mg^{2+}] \cdot (10^{-4})^2 \Rightarrow [Mg^{2+}] = 5 \cdot 10^{-4}$ mol/L

Como a concentração inicial de íons Mg^{2+}, de 0,5 mol/L, é maior do que o limite de solubilidade do Mg^{2+}, ocorrerá precipitação de íons Mg^{2+} no reator de tratamento, e a concentração de Mg^{2+} na solução filtrada será igual à concentração máxima possível, ou limite de solubilidade, de $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

20. Cálculo da concentração de PO_4^{3-}, em g/L, na água do lago:

$PO_4^{3-} = \frac{0{,}1\ g}{1{,}0 \cdot 10^6\ L} \cdot 1000\ mL = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ g/L, que corresponde a $[PO_4^{3-}] = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-4}\ g/L}{95{,}0\ g/mol} = 1{,}1 \cdot 10^{-6}$ g/mol

Equilíbrio químico entre a rocha fosfática e íons Ca^{2+} (aq) e PO_4^{3-} na água do lago:

$$Ca_3(PO_4)_2\,(s) \rightleftarrows 3\,Ca^{2+}\,(aq) + 2\,PO_4^{3-}\,(aq)$$

$$\frac{3}{2}x = 1{,}6 \cdot 10^{-6}\ g/mol \qquad x = 1{,}1 \cdot 10^{-6}\ g/mol$$

$[Ca^{2+}] = 1{,}6 \cdot 10^{-6}$ g/mol

Produto das concentrações dos íons do $Ca_3(PO_4)_2$:

$[Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 = (1{,}6 \cdot 10^{-6})^3 \cdot (1{,}1 \cdot 10^{-6})^2 \cong 5{,}9 \cdot 10^{-30}$

Como $K_S(Ca_3(PO_4)_2) = 1{,}0 \cdot 10^{-30}$, e, portanto, menor que o produto das concentrações dos íons do $Ca_3(PO_4)_2$, concluímos que haverá precipitação do sal $Ca_3(PO_4)_2$.

As atividades antrópicas relacionadas à descarga de fosfato no ambiente são a mineração e o desmatamento, que interferem diretamente nas etapas II, IV e V do ciclo biogeoquímico do fósforo. As consequências são a multiplicação de algas e de micro-organismos, que durante a decomposição consomem oxigênio do ambiente aquático, favorecendo a proliferação de decompositores anaeróbicos; tais decompositores produzem substâncias de odor desagradável no processo de decomposição da matéria orgânica.

21. e

Verdadeira. O cátion Ag^+ possui maior afinidade por haletos de baixa relação carga/raio.

Verdadeira. Quanto menor a solubilidade do haleto de prata, menor o seu poder oxidante.

Falsa. Em uma amostra que contenha cloreto, brometo e iodeto de prata, acompanhados de um agente redutor potente, a primeira espécie a ser reduzida será o cloreto de prata, porque apresenta o maior valor de K_{PS}.

Verdadeira. Ao se adicionar 1 mol de haleto de prata AgX sólido em solução aquosa 1,0 mol/L do respectivo haleto de potássio KX, a solubilidade dos íons prata diminuirá em virtude dos baixos valores de K_{PS}. No caso do cloreto de prata, $K_{PS} = 1{,}77 \cdot 10^{-10}$, que acarreta $[Ag^+] < 10^{-9}$ mol/L.

UNIDADE 9

CAPÍTULO 33

p. 630 Exercícios fundamentais

1.

I. B e E

II. C

III. A e D

2.

$X = \alpha$

$Y = \beta$

$Z = \gamma$

3.

I. $^{222}_{86}Rn \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}X}_{86}}^{222}$

II. $^{99}_{43}Tc \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + {}^{0}_{0}y$

III. $^{32}_{15}P \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{32}_{16}S + {}^{0}_{-1}\beta}_{15}}^{32}$

IV. $^{10}_{5}B + {}^{1}_{0}n \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{10}_{4}Be + {}^{1}_{1}H}_{5}}^{11}$

V. $^{121}_{51}Sb + {}^{1}_{1}p \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{121}_{52}Te + {}^{1}_{0}n}_{52}}^{122}$

4.

a) $^{11}_{6}C$

$Z = 6$

$A = 11$

b) $^{11}_{6}C \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{14}_{7}N + {}^{11}_{5}B}_{6}}^{11}$

5. $^{14}_{6}C \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}\beta}_{6}}^{14}$

6. $^{10}_{5}B + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{13}_{7}N + {}^{1}_{0}n}_{7}}^{14}$

7. $\overbrace{\underbrace{^{15}_{7}N + {}^{1}_{1}p}_{8}}^{16} \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{4}_{2}\alpha$

8. c

A partícula $^{4}_{2}\alpha$ é formada por 2 p e 2 n.

9. $^{210}_{84}Po \rightarrow 2\,{}^{4}_{2}\alpha + {}^{0}_{-1}\beta + {}^{A}_{2}X$

$\begin{cases} 210 = 2 \cdot 4 + 0 + A \\ 210 = 8 + A \Rightarrow A = 202 \end{cases}$

$84 = 2 \cdot 2 + (-1) - Z$

$84 = 4 - 1 + Z \Rightarrow Z = 81$

10. $^{238}_{92}U \rightarrow a \cdot {}^{4}_{+2}\alpha + b \cdot {}^{0}_{-1}\beta + {}^{226}_{88}R$

$\begin{cases} 238 = 4a + 0 \cdot b + 226 \\ 238 = 4a + 226 \Rightarrow a = 3 \end{cases}$

$92 = 3 \cdot (+2) + b \cdot (-1) + 88$

$92 = 6 - b + 88 \Rightarrow b = 2$

p. 631 Testando seu conhecimento

1. a

A partícula α, por ser positiva, é atraída pela negativa.

2. a

3.

a) Verdadeiro. A radiação II tem poder de penetração intermediário.

b) Falso. A radiação α corresponde a I (menor poder de penetração).

c) Falso.

$\alpha \rightarrow {}^{4}_{+2}\alpha$

$\beta \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta$

d) Falso.

Quando um núcleo radioativo emite uma radiação α, seu número atômico diminui 2 unidades.

4. $^{9}_{4}Be + {}^{4}_{+2}x \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{13}_{6}C + n^{1}_{0}}_{6}}^{12}$

a) $X = {}^{4}_{2}\alpha$

b) α é formada por 2 p e 2 n.

5. c

$^{131}_{53}I \rightarrow {}^{A}_{2}X + {}^{0}_{-1}\beta$

$\begin{cases} 131 = A + 0 \\ A = 131 \end{cases}$

$\begin{cases} 53 = Z - 1 \\ Z = 54 \end{cases}$

6. a

$^{241}_{95}Am \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{237}_{93}Np + \alpha^{4}_{2}}_{95}}^{241}$

7. a

$\overbrace{\underbrace{^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}X}_{4}}^{13} \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$

8. a

$^{239}_{94}Pu + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow \overbrace{\underbrace{^{240}_{95}Am + {}^{1}_{1}p + 2\,{}^{1}_{0}n}_{96}}^{243}$

9. b

$^{242}_{94}Pu + {}^{48}_{20}Ca \rightarrow {}^{290}_{114}X \rightarrow {}^{286}_{112}Y + {}^{4}_{2}\alpha$

$a = 290$

$b = {}^{4}_{2}\alpha$

10. e

$^{272}_{111}Rg \xrightarrow{{}^{4}_{2}\alpha} {}^{268}_{109}Mt \xrightarrow{{}^{4}_{2}\alpha} {}^{264}_{107}Bh \xrightarrow{{}^{4}_{2}\alpha} {}^{260}_{105}Db \xrightarrow{{}^{4}_{2}\alpha} {}^{256}_{103}Lr \xrightarrow{{}^{4}_{2}\alpha} {}^{252}_{101}Md$

11. d

$^{40}_{19}K \rightarrow {}^{40}_{20}X + {}^{0}_{-1}\beta$

12. e

$^{24}_{11}Mg + {}^{1}_{0}n \rightarrow \underbrace{\overbrace{{}^{24}_{11}Na}^{25} + {}^{1}_{1}H}_{12}$

$^{24}_{11}Na \rightarrow \underbrace{\overbrace{{}^{24}_{12}Mg}^{24} + \beta^{0}_{-1}}_{11}$

13. b

Usando como exemplo o cálcio (Z = 20 e A = 40), temos:

$^{40}_{20}Ca \rightarrow 3\,{}^{4}_{2}\alpha + {}^{28}_{14}X$

$_{14}X$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underbrace{3s^2\ 3p^2}_{\text{família 14 (IV A)}}$

p. 634 Aprofundando seu conhecimento

1. c

2. c

Teremos:

$^{32}_{15}P \rightarrow {}^{A}_{Z}E + {}^{0}_{-1}\beta$

$32 = A$

$15 = Z - 1 \Rightarrow Z = 16$

Então:

$^{32}_{15}P \rightarrow {}^{32}_{16}S + {}^{0}_{-1}\beta$

3. a

A equação completa e balanceada é representada abaixo:

$^{27}_{13}A\ell + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{24}_{11}Na + {}^{4}_{2}\alpha$

4. d

Teremos:

I. Iodo $^{120}_{52}Te + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{131}_{53}I + {}^{0}_{-1}\beta$

II. Fósforo $^{35}_{17}C\ell + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{32}_{15}P + {}^{4}_{2}\alpha$

$^{32}_{15}P \rightarrow {}^{32}_{16}S + {}^{0}_{-1}\beta$

III. Tecnécio $^{99}_{43}Tc \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + \nu$

5. b

6. F – V – V – F – V

Justificativa:

O decaimento de 10 g do iodo 131, com tempo de meia-vida de 8 dias, resulta em 2,5 g de iodo 131 após 16 dias, e 5 g de Xe (Z = 54 e A = 131), resultado da emissão beta do iodo, após 8 dias. Por possuírem o mesmo número atômico (53), os nuclídeos de massa 131 e 123 são isótopos do iodo.

O tecnécio neutro possui 99 – 43 = 56 nêutrons, 43 prótons e 43 elétrons. Sua distribuição eletrônica na camada de valência é $4d^5\ 5s^2$, semelhante à do manganês ($3d^5\ 4s^2$).

7. e

Teremos:

$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{234}_{90}X$ (isóbaro de Z)

$^{234}_{90}X \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{234}_{91}Z$ (isóbaro de X)

$^{234}_{91}Z \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{234}_{92}M$

$^{234}_{91}M = {}^{234}_{92}U$ (isótopo do $^{234}_{92}U$)

$^{234}_{91}Z$: nêutrons = 234 – 91 = 143

$^{234}_{90}X$: 90 prótons

Todas as observações estão corretas.

8. d

$^{222}_{86}Rn \rightarrow 3\,{}_{2}\alpha^{4} + 4\,{}_{-1}\beta^{0} + {}^{A}_{Z}X$

$222 = 3 \cdot 4 + 4 \cdot (0) + A \Rightarrow A = 21$

$86 = 3 \cdot 2 + 4 \cdot (-1) + Z \Rightarrow Z = 8$

9. a

Teremos a transformação de molibdênio-99 em tecnécio-99 a partir da emissão da partícula beta: $^{99}_{42}Mo \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + {}^{0}_{-1}\beta$.

10. a

Abaixo a sequência correta de emissões:

$^{218}_{84}Po \rightarrow {}^{214}_{82}Pb + {}^{4}_{2}\alpha$

$^{218}_{82}Pb \rightarrow {}^{214}_{83}Bi + {}^{0}_{-1}\beta$

$^{214}_{83}Bi \rightarrow {}^{214}_{84}Po + {}^{0}_{-1}\beta$

$^{214}_{84}Po \rightarrow {}^{210}_{82}Po + {}^{4}_{2}\alpha$

$^{210}_{82}Pb \rightarrow {}^{210}_{83}Bi + {}^{0}_{-1}\beta$

11. a

A partir das informações fornecidas no enunciado, temos válido que $^{239}_{94}Pu \rightarrow {}^{235}_{92}U + {}^{4}_{2}X$.

Logo, em relação a X, podemos afirmar que ele pode ser encontrado no grupo 18 (8 A) da tabela periódica, uma vez que pode ser identificado com uma partícula alfa, ou seja, o núcleo de um átomo de hélio.

12. d

De acordo com o enunciado, é possível escrever a equação representativa desse processo: $^{48}_{20}Ca + {}^{244}_{94}Pu \rightarrow 3\,{}^{1}_{0}n + {}^{289}_{114}X$

O número de nêutrons é calculado da seguinte forma: n = A − Z.

Assim: n = 289 − 114 = 175.

O número de prótons e elétrons deve ser igual, pois o átomo é eletricamente neutro.

13. Dentro de um período, o potencial ou energia de ionização cresce da esquerda para a direita em função da diminuição do raio atômico. Sendo assim, no segundo período, o elemento que apresenta maior energia de ionização é o neônio. Há 3 isótopos do neônio com números de massa 20, 21 e 22. Para que haja a produção de 4 partículas subatômicas idênticas, o isótopo usado deverá ser o neônio-22.

Assim, podemos então montar a equação solicitada:

$^{242}_{94}Pu + {}^{22}_{10}Ne \rightarrow {}^{260}_{104}Rf + 4\,{}^{1}_{0}n$

No estado fundamental, o rutherfórdio deverá apresentar a mesma quantidade de prótons e elétrons, ou seja, 104.

14. 02 + 08 = 10.

O átomo $^{216}_{84}A$ emite uma partícula α e se transforma no átomo B, que emite uma partícula β para transmutar-se no átomo C. Por fim, o átomo C emite radiação γ, a fim de tornar-se estável:

$^{216}_{84}A \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{A}_{Z}B$

$216 = 4 + A \Rightarrow A = 212$

$84 = 2 + Z \Rightarrow Z = 82$

$^{216}_{84}A \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{212}_{82}B$

$^{212}_{82}B \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{A}_{Z}C$

$212 = 0 + A \Rightarrow A = 212$

$82 = -1 + Z \Rightarrow Z = 83$

$^{212}_{82}B \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{212}_{83}C + \gamma$

$^{216}_{84}A \rightarrow {}^{2}_{4}\alpha + {}^{212}_{82}B \rightarrow {}^{212}_{83}C + {}^{0}_{-1}\beta \rightarrow {}^{212}_{83}C + n\gamma$

$^{212}_{82}B$ e $^{212}_{83}C$ são isóbaros.

15. d

I. Correta. A radiação alfa é positiva (núcleo do átomo de hélio), por isso é atraída pelo polo negativo de um campo elétrico.

II. Correta. O baixo poder de penetração das radiações alfa decorre de sua elevada massa.

III. Incorreta. A radiação beta é constituída por partículas negativas.

IV. Correta. As partículas alfa são iguais a átomos de hélio que perderam os elétrons.

16. b

$^{137}_{55}Cs \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{A}_{Z}X$

$137 = 0 + A \Rightarrow A = 137$

$55 = -1 + Z \Rightarrow Z = 56$

$n_{nêutrons} = 137 - 56 = 81$

17. Equação nuclear balanceada de obtenção do ^{211}At a partir do ^{200}Bi:

$^{209}_{83}Bi + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{211}_{85}At + 2\,{}^{1}_{0}n$

A quantidade total de astato encontrada na crosta terrestre é de 28 g, então:

$210\ g - 6{,}0 \cdot 10^{23}$ átomos

$28\ g - n_{At}$

$n_{At} = 8{,}0 \cdot 10^{22}$ átomos

18. d

Teremos:

$^{226}Ra_{88} \rightarrow {}^{222}Rd_{86} + {}^{1}_{0}\alpha$

$^{222}Rd_{86} \rightarrow {}^{210}Po_{84} + 4\,{}^{0}_{-1}\beta$

19. F – F – V – V – V

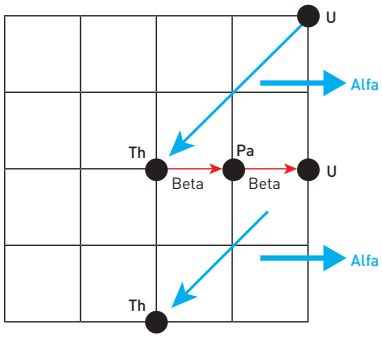
Análise das proposições:

(F) O isótopo 238 do urânio possui 146 nêutrons (238 – 92).

(F) O elemento que emite a segunda partícula alfa, na série, possui número de massa 234 e é um isótopo do urânio:

$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{234}_{90}Th \Rightarrow {}^{234}_{90}Th \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{234}_{91}Pa$

$^{234}_{91}Pa \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{234}_{92}U \Rightarrow {}^{234}_{92}U \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{230}_{90}Th$



(V) O elemento que resulta da emissão alfa do urânio 238 é o isótopo 234 do elemento de número 90.

(V) O elemento que resulta da última emissão de partícula alfa, descrita acima, possui 90 prótons e 140 nêutrons é o $^{230}_{90}Th$.

(V) O elemento resultante da segunda emissão beta é isóbaro do elemento resultante da primeira emissão alfa ($^{234}_{92}U$ e $^{230}_{90}Th$).

CAPÍTULO 34

p. 640 Exercícios fundamentais

1. 60%

2. 50%

3. 37%

4. 20%

5. ≅ 7 anos

$100\% \xrightarrow{\text{meia-vida}} 50\%$

$t - 0 \qquad \cong 7$ anos

6. $100\% \xrightarrow{7\text{ anos}} 50\% \xrightarrow{7\text{ anos}} 25\% \xrightarrow{7\text{ anos}} 12{,}5\% \xrightarrow{7\text{ anos}} \xrightarrow{7\text{ anos}} 6{,}25\%$

7. $20\ g \xrightarrow[6\ h]{} 10\ g \xrightarrow[6\ h]{} 5\ g \xrightarrow[6\ h]{} 2{,}5\ g\% \xrightarrow[6\ h]{} 1{,}25\ g$

4 meias-vidas = 24 horas

p. 640 Testando seu conhecimento

1. c

O decaimento de uma amostra radioativa não é linear, sendo, no início, maior o número de átomos que decaem e mais acentuada a curva descendente.

2. d

$400\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 200\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 100\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 50\ g \xrightarrow{t_{1/2}} \xrightarrow{t_{1/2}} 25\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 12{,}5\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 6{,}25\ g$

6 meias-vidas ∴ 30 horas

3. d

Meia-vida: 6 horas.

$100\% \xrightarrow{t_{1/2}} 50\% \xrightarrow{t_{1/2}} 25\% \xrightarrow{t_{1/2}} 12{,}5\% \xrightarrow{t_{1/2}} \xrightarrow{t_{1/2}} 6{,}25\% \xrightarrow{t_{1/2}} 3{,}125\%$

5 meias-vidas ∴ 30 horas

4. d

Meia-vida: 22 anos.

Acidente de Chernobyl: 1986.

De 1986 a 2098 vão se passar 112 anos, ou seja, 4 meias-vidas:

$\frac{1}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{1}{4} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{1}{8} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{1}{16}$

5. b

Teremos:

1 h = 60 min = 220 min (3 períodos de semidesintegração)

$100{,}0\ g \xrightarrow{20\text{ min}} 50{,}0\ g \xrightarrow{20\text{ min}} 25{,}0\ g \xrightarrow{20\text{ min}} 12{,}5\ g$

6. d

Cálculo do número de meias-vidas:

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{315}{45} = 7$$

A cada 1 período de meia-vida, a massa do radioisótopo cai pela metade.

Assim:

$$M_{final} = \frac{M_{inicial}}{2^7} = \frac{A}{128}$$

7. a

Teremos:

$m_{inicial} = 2\ g$

$$m_{final} = \frac{m_{inicial}}{2^n}$$

n = número de meias-vidas

p = meia-vida

tempo = n · p

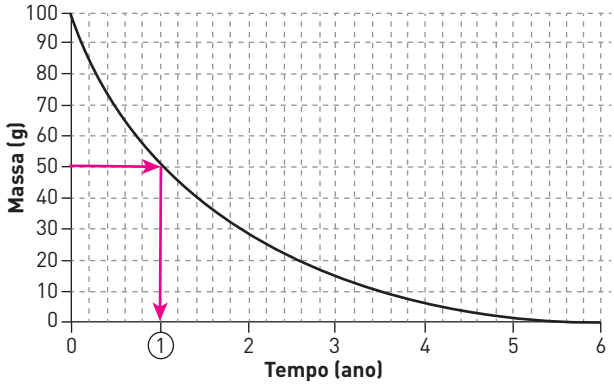
100 h = n · 20 h

n = 5

$$m_{final} = \frac{2\ g}{2^5} = \frac{1}{16}\ g = 62{,}5\ mg$$

8. d

Observe o gráfico abaixo. O ponto marcado corresponde ao tempo necessário para que metade da massa inicial do material sofra decaimento, ou seja, o tempo de meia-vida, que é de 1 ano.



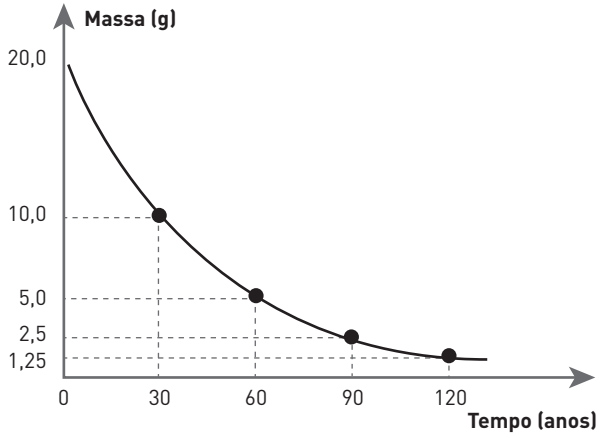
Portanto, podemos concluir que:

$$180\ g \xrightarrow{1\ ano} 90\ g \xrightarrow{1\ ano} 45\ g$$

9. e

10. $20\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 10\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 5\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 2{,}5\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 1{,}25\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}625\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}3125\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}15625\ g \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}078128\ g\ (\cong 0{,}08)$

Tempo total $= 8t_{1/2} = 240$ anos $\Rightarrow t_{1/2} = 30$ anos (meia-vida)



11. b

Teremos:

$$^{90}_{39}Y \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + \underbrace{^{90}_{40}Zr}_{\text{zircônio}}$$

$$100\% \xrightarrow{3\ dias} 50\% \xrightarrow{3\ dias} 25\% \xrightarrow{3\ dias} 12{,}5\% \xrightarrow{3\ dias}$$

12. d

$t_{1/2}\,(^{11}C) = 20{,}4$ min

Tempo de aquisição da imagem = 5 meias-vidas
Massa inicial ^{11}C no medicamento = 1,00 g
A partir do decaimento radioativo do ^{11}C, tem-se:

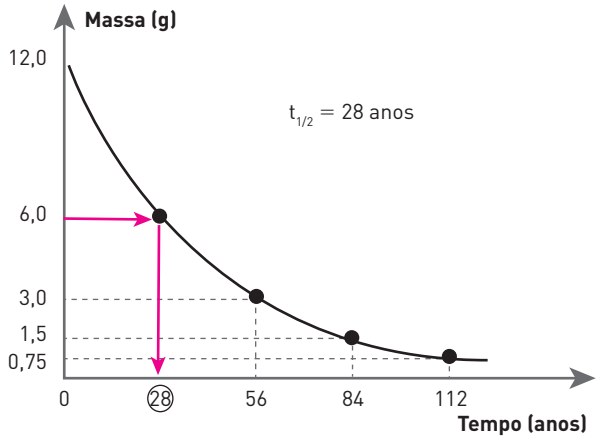
$$1{,}00\ g \xrightarrow{20{,}4\ min} 0{,}5\ g \xrightarrow{20{,}4\ min} 0{,}25\ g \xrightarrow{20{,}4\ min} 0{,}125\ g \xrightarrow{20{,}4\ min} 0{,}0625\ g \xrightarrow{20{,}4\ min} 0{,}03125\ g$$

∴ 5 meias-vidas
A massa restante de ^{11}C é de 0,03125 g, ou de 31,25 mg.

p. 642 Aprofundando seu conhecimento

1. b

Podemos calcular o tempo de meia-vida a partir do gráfico:



2. Verdadeiras: b, d. Falsas: a, c, e.

b) $^{238}_{92}U \rightarrow \underbrace{8\,^{4}_{2}\alpha + 6\,^{0}_{-1}\beta + {}^{206}_{82}Pb}_{92}$

d) $\underbrace{64\text{ g} \xrightarrow[\text{dias}]{20} 32\text{ g} \xrightarrow[\text{dias}]{20} 16\text{ g} \xrightarrow[\text{dias}]{20} 8\text{ g} \xrightarrow[\text{dias}]{20} 4\text{ g} \xrightarrow[\text{dias}]{20} 2\text{ g}}_{100\text{ dias}}$

3. a

$\underbrace{1 \xrightarrow[\text{-vida}]{\text{meia-}} \frac{1}{2} \rightarrow \frac{1}{4} \rightarrow \frac{1}{8} \rightarrow \frac{1}{16} \rightarrow \frac{1}{32} \rightarrow \frac{1}{64} \rightarrow \frac{1}{128}}_{7\text{ meias-vidas}}$

tempo $= 7 \cdot 24\,000$ anos $= 168\,000$ anos $= 168 \cdot 10^3$ anos

$^{239}_{94}PU \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{235}_{92}U$

4. d

Devemos considerar que cada átomo de Rn emite uma única partícula, de um mesmo tipo. Assim, o número total de partículas emitidas é igual ao número total de átomos presentes na amostra utilizada.

M(Rn) = 222 g/mol

$222\text{ g} \xrightarrow{\text{contêm}} 6 \cdot 10^{23}\text{ átomos} \xrightarrow{\text{emitem}} 6 \cdot 10^{23}\text{ partículas}$

$0{,}1 \cdot 10^{-3}\text{ g} \xrightarrow{\text{emitem}} x$

$x\text{ partículas} \cong 2{,}7 \cdot 10^{17}\text{ partículas}$

5. 200 mg → 100 mg → 50 mg → 25 mg

Como foram decorridos 3 períodos de meia-vida, tem-se:

$\frac{420}{3} = 140$ dias

$_{84}Po^{210} \rightarrow {}_{2}\alpha^{4} + {}_{82}Pb^{206}$

Em meio aquoso:

$PbSO_4 \rightarrow Pb^{2+} + SO_4^{2-}$

$2\,H_2O \rightarrow 2\,H^+ + 2\,OH^-$

Redução catódica: $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$

Oxidação anódica: $H_2O \rightarrow 2\,H^+ + \frac{1}{2}\,O_2 + 2e^-$

Equação global: $PbSO_4 + H_2O \rightarrow Pb + \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,H^+ + SO_4^{2-}$

6. c

$0{,}16\ \mu g/L \xrightarrow{5 \cdot 10^9\text{ anos}} 0{,}08\ \mu g/L \xrightarrow{5 \cdot 10^9\text{ anos}} \xrightarrow{5 \cdot 10^9\text{ anos}} 0{,}04\ \mu g/L \xrightarrow{5 \cdot 10^9\text{ anos}} 0{,}02\ \mu g/L$

Tempo total $= 3 \cdot 5 \cdot 10^9$ anos $= 15 \cdot 10^9$ anos

7. d

Período de tempo (5 de abril a 6 de maio) = 32 dias

8 dias —— 1 meia-vida

32 dias —— n

n = 4 meias-vidas

$200\text{ mil } \frac{Bq}{cm^3} \xrightarrow{8\text{ dias}} 200\text{ mil } \frac{Bq}{cm^3} \xrightarrow{8\text{ dias}} \xrightarrow{8\text{ dias}} 100\text{ mil } \frac{Bq}{cm^3} \xrightarrow{8\text{ dias}} 50\text{ mil } \frac{Bq}{cm^3} \xrightarrow{8\text{ dias}} \xrightarrow{8\text{ dias}} 25\text{ mil } \frac{Bq}{cm^3} \xrightarrow{8\text{ dias}} 12{,}5\text{ mil } \frac{Bq}{cm^3}$

8.

01 + 04 + 32 = 37

01) Correta. O isótopo ^{210}Po possui número de nêutrons igual a 126.

02) Incorreta. Sabendo que a meia-vida do isótopo ^{210}Po é de aproximadamente 140 dias, após 40 semanas (280 dias) o percentual desse isótopo na natureza será igual a 25,0%.

04) Correta. Ao receber dois elétrons, o átomo de polônio adquire a configuração eletrônica do gás nobre radônio.

08) Incorreta. Chumbo e polônio (sexto período); urânio e tório ocupam o sétimo período da tabela periódica.

32) Correta. Nas moléculas de Po_2 (Po=Po), átomos de polônio compartilham entre si dois pares de elétrons.

64) Incorreta. Emissões alfa são partículas positivas (núcleo do átomo de hélio).

9. e

1. Verdadeira. A partícula α possui número de massa igual a 4 ($^{4}_{2}\alpha$), equivalente ao núcleo do átomo de hélio.
2. Falsa. Para converter ^{214}Pb em ^{210}Pb, conectando os dois trechos da série, é necessária a emissão de uma partícula α e de duas partículas beta: $^{214}_{82}Pb \rightarrow {}^{210}_{82}Pb + {}^{4}_{2}\alpha + 2\,{}^{0}_{-1}\beta$.
3. Falsa. Uma amostra de ^{210}Po será totalmente convertida em 75% de ^{206}Pb após 276,76 dias (duas meias-vidas).
4. Verdadeira. No decaimento β^-, o número de massa é conservado, pois um nêutron é convertido em próton.

10. c

80 dias = 10 · 8 dias

$I_{80\text{ dias}} = \frac{I_{inicial}}{2^{10}}$

$I_{80\text{ dias}} = \frac{I_{inicial}}{1024}$

11.

a) O ^{210}Po decai de acordo com a seguinte equação:

$$^{210}_{84}Po \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{206}_{82}Pb$$

Como a meia-vida do Po-210 é de 140 dias, após 280 dias se passaram 2 meias-vidas. Assim:

amostra inicial

$100\%\text{ Po-210} \xrightarrow{140\text{ dias}} 50\%\text{ Po-210} \xrightarrow{140\text{ dias}} \xrightarrow{140\text{ dias}} 25\%\text{ Po-210}$

$0\%\text{ Pb-206} \xrightarrow{140\text{ dias}} 50\%\text{ Pb-206} \xrightarrow{140\text{ dias}} \xrightarrow{140\text{ dias}} 75\%\text{ Pb-206}$

Logo, após 280 dias, teremos 25% de Po e 75% de Pb, o que equivale a uma proporção de 1: 3 em número de átomos de Po para Pb.

b) $^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{210}_{84}Po + x \cdot {}^{4}_{2}\alpha + y \cdot {}^{0}_{-1}\beta$

A(i) = A(f)

$226 = 210 + x \cdot 4 + \cancel{y \cdot 0}$

$16 = 4x$

$x = 4 \Rightarrow 4$ partículas beta

12. d

$\text{Vida média} = \frac{1}{k} \Rightarrow 2300\text{ anos} = \frac{1}{k} \Rightarrow k = 4{,}3 \cdot 10^{-4}\text{ anos}$

$t\frac{1}{2} = \frac{0{,}693}{4 \cdot 10^{-4}} = 1611\text{ anos}$

velocidade = k · n

$\frac{10\text{ átomos}}{\text{minuto}} = k \cdot 5000\text{ átomos} \Rightarrow k = \frac{1}{500}\,\text{min}^{-1}$

O isótopo 12 de carbono foi descoberto antes de 1982.

$\text{Vida média} = \frac{P}{0{,}693} \Rightarrow$ O período de semidesintegração é 70% da vida média.

13.

a) De acordo com o gráfico:
energia radiogênica na época = 9,5
energia radiogênica após 4,55 bilhões de anos (hoje) ≅1,9
$\frac{9,5}{1,9} = 5,0$. Assim, a produção de energia radiogênica era 5 vezes maior.

b) O elemento urânio, na forma do isótopo ^{235}U, e o elemento potássio, na forma do isótopo ^{40}K.

c) O elemento urânio, na forma do isótopo ^{238}U, e o tório, na forma do isótopo ^{232}Th.

CAPÍTULO 35

p. 656 Exercícios fundamentais

1. (I) fusão nuclear: (B)
(II) fissão nuclear ⇒ quebra de núcleos: (A)

2. $^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{144}_{55}C_1 + {}^{90}_{37}Rb + 2\,{}^{b}_{a}X + \text{energia}$

$\begin{cases} 1 + 235 = 144 + 90 + 2b \\ 236 - 234 = 2b \end{cases} \quad b = 1$

$\begin{cases} 0 + 92 = 55 + 37 + 2a \\ 92 - 92 = 2a \end{cases} \quad a = 1$

$^{1}_{0}X$: nêutron

3. I. $^{99}_{42}Mo \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + \beta^{0}_{-1}$

II. $^{99}_{43}Tc \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + {}^{0}_{0}Y$

III. $^{131}_{53}I \rightarrow {}^{131}_{54}Xe + \beta^{0}_{-1}$

IV. $^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{14}_{6}C + P^{1}_{1}$

V. $^{14}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + \beta^{0}_{-1}$

VI. $^{40}_{19}K + \beta^{0}_{-1} \rightarrow {}^{40}_{18}Ar$

4.

$100\% \xrightarrow[\text{anos}]{5\,600} 50\% \xrightarrow[\text{anos}]{5\,600} 25\% \xrightarrow[\text{anos}]{5\,600} 12,5 \text{ anos}$

tempo = 3 · 5600 anos

tempo = 16800

p. 657 Testando seu conhecimento

1. b
$^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{144}_{55}C_1 + {}^{90}_{37}T + 2\,{}^{1}_{0}n$

2. d

3.

a) $^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{140}_{56}B_a + {}^{93}_{36}X + 3\,{}^{1}_{0}n$ $\qquad {}^{93}_{36}X \Rightarrow Kr$

$^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{90}_{35}Y + {}^{143}_{57}La + 3\,{}^{1}_{0}n$ $\qquad {}^{90}_{35}Y \Rightarrow Br$

b) Meia-vida: 4,5 bilhões de anos.

$1 \xrightarrow{t_{\frac{1}{2}}} \frac{1}{2} \xrightarrow{t_{\frac{1}{2}}} \frac{1}{4} \Rightarrow$ 2 meias-vidas ∴ 9 bilhões de anos

4. d
$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{141}_{56}Ba + {}^{92}_{36}X + 3\,{}^{1}_{0}n + \text{energia}$

$^{93}_{36}X \Rightarrow Kr$

5. d
$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{140}_{56}Ba + {}^{93}_{36}Kr + 3\,{}^{1}_{0}n$

O ^{238}U possui 3 nêutrons a mais que o ^{235}U.

6. d
$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n$

7. Analisando as afirmações:

01. Incorreta. Reatores nucleares → fissão nuclear; bomba H → → fusão nuclear.

02. Correta.

04. Incorreta. Usina termonuclear → fissão nuclear; Sol → fusão nuclear.

08. Correta. A energia é liberada pela fissão de núcleos de urânio.

8. b
$^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}p$

$^{14}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}\beta$

9. a
Meia-vida: 6 000 anos

$100\% \xrightarrow{t_{\frac{1}{2}}} 50\% \xrightarrow{t_{\frac{1}{2}}} 25\%$

12 mil anos

10. d
Meia-vida: 8 dias

$1 \cdot \left(\frac{1}{2}\right)^{x} = 10^{6}$

$2^{-x} = 10^{-6} \Rightarrow \log 2^{-x} = \log 10^{-6}$

$-x \cdot 0,3 = -6 \cdot 1$

$x = 20$ dias ∴ $20 \cdot 8$ dias = 160 dias

p. 659 Aprofundando seu conhecimento

1. a
O material médico não pode acumular radiação, ou seja, não se torna radioativo por ter sido irradiado. A decisão tomada pela companhia foi equivocada.

2. c
Para atender ao professor, os alunos devem escolher o seguinte símbolo, devido aos elevados níveis de radiação:

Esse é o símbolo internacional da radiação e é conhecido como Trifólio. O desenho foi concebido inicialmente em 1946, pelos técnicos do laboratório de radiação da Universidade da Califórnia em Berkeley (EUA).

3. a

4. c

5. Corretas: 01 + 02 + 04 + 08 = 15

6. b

$^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}p$

$^{14}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}\beta$

7. F – F – V – F – F

Esta sequência é conhecida como fissão nuclear:

$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{236}_{92}E \rightarrow {}^{92}_{36}G + {}^{A}_{Z}X + 3\ {}^{1}_{0}n$

$236 = 92 + A + 3 \cdot 1 \Rightarrow A = 141$

$92 = 36 + Z + 3 \cdot 0 \Rightarrow Z = 56$

U e E são isótopos.

G possui 56 nêutrons (92 – 36 = 56).

8. d

I. Incorreta. O césio-137 é um material radioativo que apresenta grande risco à saúde das pessoas que moram na região afetada pelo acidente, devido à intensidade de radiação liberada.

II. Correta. A partícula α possui estrutura semelhante ao núcleo do átomo de hélio.

III. Correta. Processos radioativos são essencialmente transformações nucleares, nas quais núcleos instáveis emitem radiações.

IV. Correta. Becquerel é uma grandeza que mede a intensidade de radiação ou a atividade radioativa.

9.

a) Meia-vida é o tempo necessário para que a atividade de um elemento radioativo reduza à metade da atividade inicial ou para que metade da amostra se decomponha.

b) $100\% \xrightarrow{22,5\ anos} 50\% \xrightarrow{22,5\ anos} 25\% \xrightarrow{22,5\ anos} \xrightarrow{22,5\ anos} 12,5\%$

Tempo = 3 · 22,5 anos = 67,5 anos

10. 01 + 02 + 04 + 08 = 15

01. Correta. A fissão nuclear consiste na ruptura do núcleo de um átomo, originando núcleos menores, com liberação de grande quantidade de energia, que pode ser utilizada em bombas nucleares ou usinas termonucleares.

02. Correta. A família do urânio é considerada uma família radioativa natural, ocorre decaimento alfa e beta.

04. Correta. A equação H + H → He + n + energia representa um processo de fusão nuclear, ou seja, a formação de novos núcleos.

08. Correta. Houve uma transformação de berílio em carbono na equação $^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$

11. 01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31

01) Verdadeira. Na fusão, a energia é liberada quando os núcleos se unem em altíssimas temperaturas.

02) Verdadeira. Basicamente, a fissão é um processo contrário ao da fusão, ou seja, ocorrem quebras de núcleos atômicos, gerando átomos menores com liberação de energia.

04) Verdadeira. Devido à alta temperatura necessária para que o processo ocorra.

08) Verdadeira. Nas usinas nucleares, a energia liberada pela fissão aquece a água, cujo vapor é injetado em turbinas, gerando energia elétrica.

16) Verdadeira. A energia proveniente do Sol é gerada pela fusão nuclear.

12. c

Ocorreu bombardeamento do núcleo de chumbo com nêutrons, consequentemente formaram-se átomos de ouro, lítio e 4 nêutrons:

$^{207}_{82}Pb + {}^{207}_{82}n \rightarrow {}^{197}_{79}Pb + \frac{7}{3}Li + 4\ {}^{1}_{0}n$

13. F – V – V – F – V

$^{131}_{53}I$ (emissor β com meia-vida de 8 dias):

$10\ g \xrightarrow{8\ dias} \underbrace{5\ g}_{após\ 8\ dias} \xrightarrow{8\ dias} \underbrace{2,5\ g}_{após\ 16\ dias}$

$^{99}_{43}Tc\}$ 43 prótons

$^{99}_{43}Tc\}$ 99 – 43 = 56 nêutrons

Teremos:

Distribuições eletrônicas semelhantes na camada de valência:

$_{43}Tc: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \underbrace{5s^2}_{\text{camada de valência}}\ 4d^5$

$_{25}Mn: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underbrace{4s^2}_{\text{camada de valência}}\ 3d^5$

14. b

$100\% \xrightarrow{P} 50\% \xrightarrow{P} 25\% \xrightarrow{P} 12,5\% \xrightarrow{P} \xrightarrow{P} 6,25\% \xrightarrow{P} 3,125\% \xrightarrow{P} 1,5625\% \xrightarrow{P} \xrightarrow{P} 0,78125\%$

7 · p = 7 · 30 anos = 210 anos (Césio)

7 · p = 7 · 8 dias = 56 dias (Iodo)

15. a

$^{12}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}\beta$

O nitrogênio $^{14}_{7}N$ proveniente da desintegração do $^{12}_{6}C$, presente no tecido, é um isóbaro do $^{12}_{6}C$ (mesmo número de massa) e possui 7 prótons e 7 nêutrons ($^{14}_{7}N$: 14 – 7 prótons = 7 nêutrons).

16. I. V; II. F; III. V; IV. F

Pelo gráfico, o período de meia-vida do ^{14}C é de 5600 anos.

$10\ ppb \xrightarrow{T_{1/2}} 5\ ppb \xrightarrow{T_{1/2}} 2,5\ ppb$ quando a amostra atingiu 2,5 ppb já tinham se passado 11200 anos, logo 3 ppb, pois o tempo decorrido tem que ser menor do que 11200 anos e maior do que a metade do segundo período de desintegração. Se a datação dos fragmentos de ossos da preguiça for cerca de 12500 anos, a sua concentração de ^{14}C será superior a 1 ppb e inferior a 2,5 ppb.

17.

a) Fotossíntese.

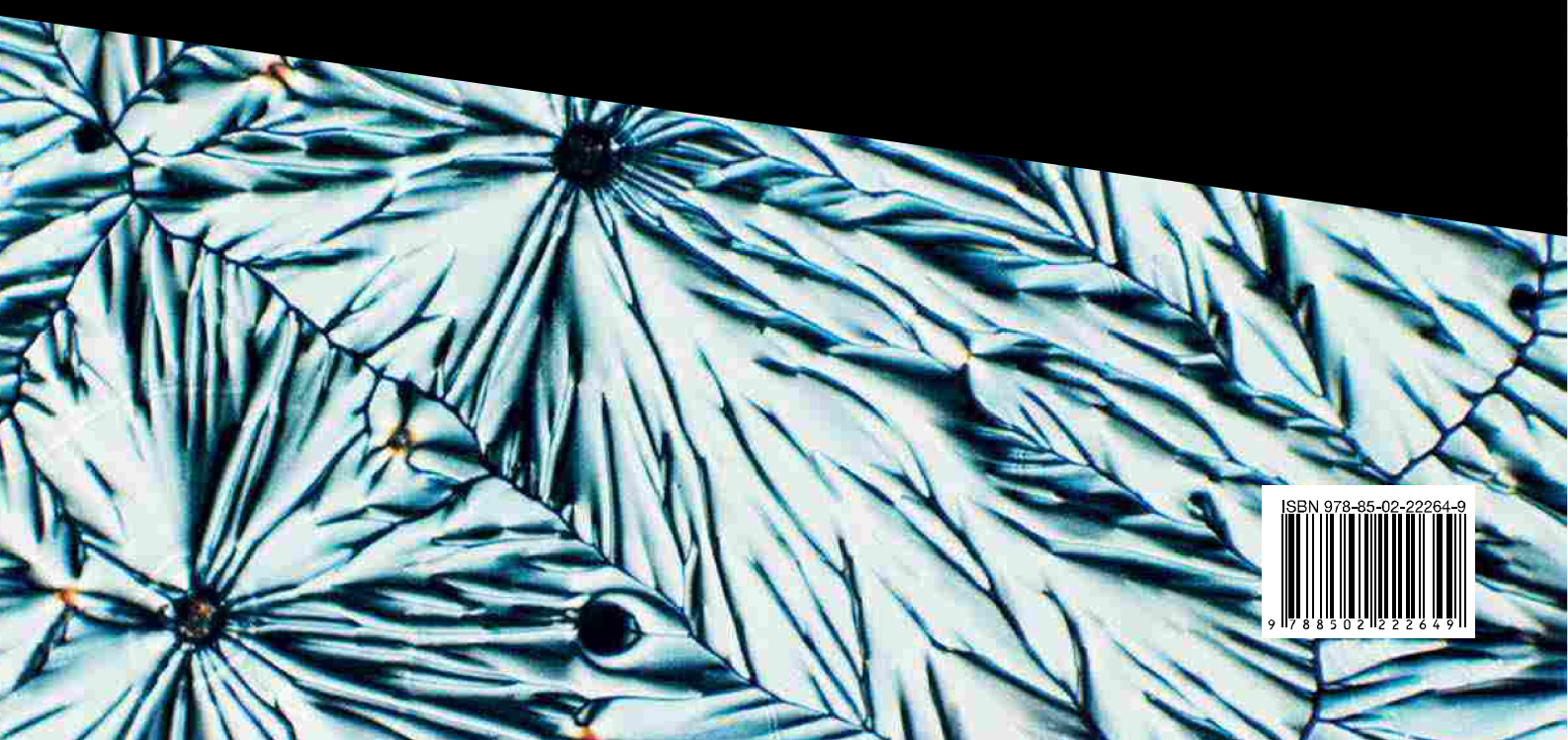
b) Não. O teor de C-14 se reduz a 25% do inicial depois de 11460 anos. Portanto, a árvore foi cortada no ano (11450 – 2000) a.C., ou seja, no ano 9460 a.C.

c) Os seus números atômicos.

18. d

A única diferença entre os isótopos reside no número de nêutrons.

conecte LIDi



ISBN 978-85-02-22264-9